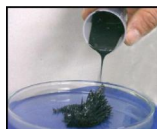
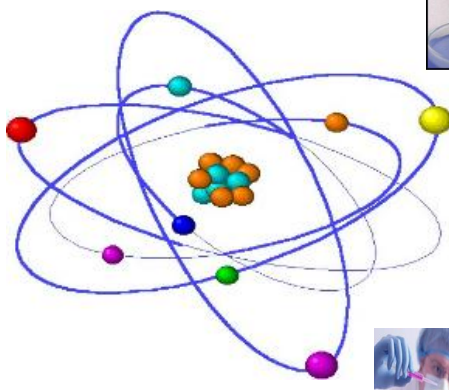
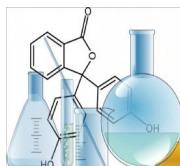


Manual teórico de

QUÍMICA

inorgánica y orgánica



Mg. QF. Juan Roberto Pérez León Camborda
Dr. Davis Alberto Mejía Pinedo
Dra. María Elena Montoya Alfaro

Sobre los autores

Dr. Juan Roberto Pérez León Camborda

Universidad Nacional Mayor de San Marcos

ORCID: <https://orcid.org/0000-0001-8557-7498>

Químico Farmacéutico, Magíster en Recursos Vegetales y Terapéuticos. Docente Investigador Grupo de Investigación Alimentación y Salud. Profesor del curso Química Farmacéutica 35 años.

Dr. Davis Alberto Mejía Pinedo

Universidad Nacional Mayor de San Marcos

ORCID: <https://orcid.org/0000-0002-8790-1682>

Docente nombrado en la cátedra de Farmoquímica en la Universidad Nacional Mayor de San Marcos; Docente de la Escuela de PostGrado de la Universidad Católica de Trujillo. Químico Farmacéutico, Maestro en Fisiología y Biofísica y Doctor en Ciencias Biomédicas en la Universidad Nacional de Trujillo, candidato a maestro en Farmacología por la UNT. Con amplia experiencia en manejo de Modelo Animal. Administrativamente con experiencia como director de escuela de Farmacia y Bioquímica.

Dra. María Elena Montoya Alfaro

Universidad Nacional Mayor de San Marcos

ORCID: <https://orcid.org/0000-0001-9596-0730>

Directora del Departamento Académico de Farmacología, Bromatología y Toxicología de la Facultad de Farmacia y Bioquímica de la UNMSM. Química farmacéutica con más de 30 años de experiencia docente en pregrado y posgrado, es profesora principal e investigadora especializada en ciencias de los alimentos, farmacología y toxicología. Posee el grado de Magíster en Bromatología por la UNMSM y el Doctorado en Farmacia por la Universidad de Navarra (España).

MANUAL TEÓRICO DE

Química

Inorgánica y orgánica

MANUAL TEÓRICO DE
Química

Inorgánica y Orgánica

Mg. QF. Juan Roberto Pérez León
Camborda
Dr. Davis Alberto Mejía Pinedo
Dra. María Elena Montoya Alfaro



© **Manual Teórico de química inorgánica y orgánica**

© Juan Roberto Pérez León Camborda, Davis Alberto Mejía Pinedo y María Elena Montoya Alfaro

© Serie: Saberes y algo más

Volumen 7, Número 2, Año 2026

Es una publicación correspondiente a la colección de libros arbitrados del Sello Editorial Escriba. Escuela de Escritores, dirigida al público general que tiene como propósito divulgar saberes científicos y afines.



Este libro se publica bajo la Licencia Creative Commons Atribución-No Comercial-Compartir Igual 4.0 Internacional (CC BY-NC-SA 4.0).

Se permite copiar, distribuir, comunicar públicamente y adaptar esta obra, siempre que se reconozca adecuadamente la autoría, no se haga con fines comerciales y las obras derivadas se compartan con la misma licencia.

Más información en: <https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/deed.es>

Como citar:

Pérez León Camborda, J R . et. al. (2026). Manual teórico de química inorgánica y orgánica. Escriba, escuela de escritores. <https://doi.org/10.5281/zenodo.18863762>

Producción editorial:

Escriba escuela de editores
<https://escribaescuela.wixsite.com>
Maracay, estado Aragua, Venezuela

Editora: Crisálida Villegas

Diagramación: Página de autor, Medellín, Colombia

Hecho el depósito de ley:

Depósito legal: AR2026000084

ISBN: 978-980-454-052-3

Hecho en Venezuela

Catalogación de la fuente

Pérez León Camborda, Juan Roberto

MANUAL teórico de química inorgánica y orgánica / Mg. QF. Juan Roberto Pérez León Camborda, Dr. Davis Alberto Mejía Pinedo, Dra. María Elena Montoya Alfaro. -- Maracay, Venezuela : Sello Editorial Escriba. Escuela de Escritores, febrero 2026. -- 1 recurso electrónico (archivo PDF) : ilustraciones ; 03-03-2026. -- (Serie Saberes y Algo más ; volumen 7, número 2, año 2026). -- Contiene presentación, normas de laboratorio, materiales de laboratorio, soluciones, solubilidad, reacciones químicas, óxidos, sales, química orgánica (incluyendo ácidos carboxílicos, alcoholes, fenoles, aminas, aminoácidos), anexos y bibliografía. Se permite la reproducción total o parcial con indicación de la fuente. -- ISBN 978-980-454-052-3. -- Depósito legal AR2026000084. -- DOI <https://doi.org/10.5281/zenodo.18863762>.

Clasificaciones:

Dewey: 547 (Química orgánica) ; 546 (Química inorgánica)
LC: QD241 .P47 2026 (Química orgánica. Manuales teóricos)
THEMA: PNN (Química orgánica) ; PNK (Química inorgánica)



Escriba. ESCUELA DE ESCRITORES

AUTORIDADES

Crisálida Villegas

Presidente – Directora General

Nohelia Alfonzo

Directora Académica

Rosa B. Pérez

Secretaría

COMITÉ EDITORIAL

Sandra Salazar (FEREDIT, Venezuela)

Luisa García (UNESR, Venezuela)

Raquel Peña (UNERG, Venezuela)

Rosy León (REDIT, Chile)

Ibaldo Fandiño (UNIATLÁNTICO, Colombia)

Claudia Zuriaga (UIDE, Ecuador)

Índice

Presentación	12
Normas del laboratorio	14
Materiales de laboratorio	15
Soluciones	22
Reacciones químicas	38
Óxidos	42
Anexos	45
Química orgánica	48
Ácidos carboxílicos	53

Alcoholes, aldehídos y cetonas	71
Fenoles	70
Nitrogenados	73
Poliamidas	77
Bibliografía	81

Presentación

Estimados estudiantes es un placer presentar el Manual Teórico de Química, una obra integral diseñada específicamente para abordar los pilares fundamentales de la Química Inorgánica y la Química Orgánica. Este recurso ha sido elaborado por destacados especialistas: el Mg. QF. Juan Roberto Pérez León Camborda, el Dr. Davis Alberto Mejía Pinedo y la Dra. María Elena Montoya Alfaro, con el firme propósito de facilitar el aprendizaje de una disciplina que es el eje central de las ciencias naturales y médicas.

La química no es solo el estudio de los elementos; es la comprensión de la materia y sus transformaciones. Este manual busca transformar conceptos complejos en conocimientos aplicables y comprensibles. Desde el análisis de las soluciones y la solubilidad hasta el estudio detallado del carbono como el "alma de la química orgánica", cada capítulo ha sido estructurado para guiar al lector de lo general a lo específico.

El manual se divide en secciones clave que garantizan una formación sólida:

- **Fundamentos de laboratorio:** se establecen pautas estrictas de seguridad y comportamiento, subrayando la importancia del rigor científico y la protección personal.
- **Instrumentación y metodología:** una guía detallada sobre materiales de vidrio, metal y plástico (como beakers, matraces y buretas), esenciales para la práctica experimental.
- **Química inorgánica aplicada:** exploración de soluciones, reacciones químicas, óxidos y sales, conectando la teoría con fenómenos cotidianos como la lluvia ácida o el funcionamiento de los antiácidos.

- **Química orgánica y biomoléculas:** un recorrido por los hidrocarburos, alcoholes, fenoles y aminas, culminando en el estudio de los aminoácidos y su papel crucial en la formación de proteínas.

Más allá de las fórmulas, este manual destaca la relevancia de la química en la vida diaria y la industria. A través de sus páginas, el lector podrá comprender desde por qué un refresco pierde gas al calentarse, hasta las aplicaciones del ácido benzoico en la conservación de alimentos o el uso de alcaloides en la medicina moderna.

Invitamos a los estudiantes a utilizar este manual como una hoja de ruta para descubrir las maravillas de la ciencia molecular. Su estructura didáctica y su enfoque práctico lo convierten en una herramienta indispensable para el éxito académico y profesional en el fascinante mundo de la química.

Los Autores

Normas de laboratorio

1. Es indispensable la puntualidad, para llegar a escuchar las indicaciones que el profesor da al comienzo de la práctica.
2. Se debe ingresar al aula de laboratorio con todos sus implementos, Mandil blanco, completamente abotonado, debe usar gorro, cubre boca.
3. Debe esperar que el grupo responsable de material de laboratorio disponga de estos, para su posterior inventario.
4. Cada grupo se hace responsable de los materiales de laboratorio por lo que hay una revisión previa de estos. Después no hay lugar a reclamo.
5. El alumno no realizara ningún experimento, no indicado por el profesor.
6. No se podrá fumar, ingerir alimentos y/o bebidas durante las prácticas.
7. No se permitirá el uso de celulares.
8. Se solicitará permiso tanto al ingresar o salir del aula dentro del horario de laboratorio.
9. Cuando se trabaje con reactivos químicos es obligatorio el uso de guantes.
10. Si se hace uso de fuego al hacer calentamientos o reacciones químicas el uso de lentes de seguridad es obligatorio.

Materiales de laboratorio

De Vidrio, plástico o teflón, porcelana o metal es muy extenso a continuación solo mencionaremos los de más uso.

El Beaker o vaso de precipitado: es un recipiente cilíndrico de vidrio fino que se utiliza muy comúnmente en el laboratorio, sobre todo, para preparar o calentar sustancias y traspasar líquidos. Son cilíndricos con un fondo plano; se les encuentra de varias capacidades, desde 1 ml hasta de varios litros. Normalmente son de vidrio o de plástico.



Suelen estar graduados, pero esta graduación es inexacta. Es recomendable no utilizarlo para medir volúmenes de sustancias, ya que es un material que se somete a cambios bruscos de temperatura, lo que lo descalibra y en consecuencia nos entrega una medida errónea de la sustancia.



El matraz: recipiente de cristal donde se mezclan las soluciones químicas, generalmente de forma esférica y con un cuello recto y estrecho, que se usa para contener líquidos; se usa en los laboratorios.

Matraz Erlenmeyer: consiste en un frasco de vidrio transparente de forma cónica, de base ancha y alargada, cuello muy estrecho, con una abertura en el extremo estrecho, generalmente prolongado con un cuello cilíndrico. Se los encuentra de diversas capacidades, colores y con algunas variaciones. Suelen incluir unas pocas marcas para saber aproximadamente el volumen contenido.



Por su forma troncocónica es útil para realizar mezclas por agitación y para la evaporación controlada de líquidos, ya que se evita en gran medida la pérdida del líquido; además, su abertura estrecha permite la utilización de tapones. Al disponer de un cuello estrecho.

Es posible taparlo con un tapón esmerilado, o con algodón hidrófobo.



Matraz aforado o fiola: un matraz aforado se emplea para medir con exactitud un volumen determinado de líquido. La marca de graduación rodea todo el cuello de vidrio, por lo cual es fácil determinar con precisión cuándo el líquido llega hasta la marca. La forma correcta de medir volúmenes es llevar el líquido hasta que la parte inferior del menisco sea tangente a la marca. El hecho de que el cuello del matraz sea estrecho es para aumentar la exactitud,

de esta forma un cambio pequeño en el volumen se traduce en un aumento considerable de la altura del líquido del Matraz aforado.

Los matraces se presentan en volúmenes que van de 1 ml hasta 2 l. Su principal utilidad es preparar mezclas o disoluciones de concentración conocida y exacta.

Matraz kitasato: podría definírsele como un matraz de Erlenmeyer con un tubo de desprendimiento o tubuladura lateral.

También sirve para realizar experimentos como destilación, recolección de gases hidroneumática (desplazamiento de volúmenes), filtraciones al vacío, etc.



Balón: un balón de destilación o matraz de destilación o matraz florentino es parte del llamado material de vidrio. Es un frasco de vidrio, de cuello largo y cuerpo esférico. Está diseñado para calentamiento uniforme, y se produce con distintos grosores de vidrio para diferentes usos. Está hecho generalmente de vidrio.

Probeta: la Probeta es un instrumento de laboratorio que se utiliza, sobre todo en análisis químicos, para contener o medir volúmenes de líquidos de una forma aproximada.

Es un recipiente cilíndrico de vidrio con una base ancha, que generalmente lleva en la parte superior un pico para verter el líquido con mayor facilidad.



Las probetas suelen ser graduadas, es decir, llevan grabada una escala (por la parte exterior) que permite medir un determinado volumen, aunque sin mucha exactitud. Cuando se requiere una mayor precisión se recurre a otros instrumentos, por ejemplo la pipeta.

Pipetas: La pipeta es un instrumento volumétrico de laboratorio que permite medir la alícuota de líquido con bastante precisión. Suelen ser de vidrio. Está formada por un tubo transparente que termina en una de sus puntas de forma cónica, y tiene una graduación (una serie de marcas grabadas) con la que se indican distintos volúmenes.

Algunas son graduadas o de simple aforo, es decir, se enrasa una vez en los cero mililitros, y luego se deja vaciar hasta el volumen que se necesite; en otras, las denominadas de doble enrase o de doble aforo, se enrasa en la marca o aforo superior y se deja escurrir el líquido con precaución hasta enrasar en el aforo inferior. Si bien poseen la desventaja de medir un volumen fijo de líquido, las pipetas de doble aforo superan en gran medida a las graduadas en que su precisión es mucho mayor, ya que no se modifica el volumen medido si se les rompe o si se deforma la punta cónica.

Para realizar las succiones de líquido con mayor precisión, se utiliza, más que nada en las pipetas de doble aforo, el dispositivo conocido como propipeta.

Según su volumen, las pipetas tienen un límite de error.



Buretas: son tubos cortos, graduados, de diámetro interno uniforme, provistas de un grifo de cierre o llave de paso en su parte inferior llamado robinete. Se usan para ver cantidades variables de líquidos, y por ello están graduadas con pequeñas subdivisiones (dependiendo del volumen, de décimas de mililitro o menos). Su uso principal se da en volumetrías, debido a la necesidad de medir con precisión volúmenes de líquido variables. Se usan para valorar soluciones, usando por lo general un matraz Erlenmeyer.

Las buretas para sostenerse hacen uso de un soporte universal y una pinza para buretas como se aprecia en el grafico

Tubos de ensayo: El tubo de ensayo o tubo de prueba es parte del material de vidrio de un laboratorio de química. Consiste en un pequeño tubo cilíndrico de vidrio con una punta abierta (que puede poseer una tapa) y la otra cerrada y redondeada, que se utiliza en los laboratorios para contener pequeñas muestras líquidas, aunque pueden tener otras fases, como



realizar reacciones químicas en pequeña escala, Entre ellos está el exponer a temperatura el mismo contenedor. Se guardan en un instrumento de laboratorio llamado gradilla.

Se debe sostener con una pinza para tubos de ensayo, hay de diversos materiales



Embudos: el embudo es un instrumento empleado para canalizar líquidos y materiales gaseosos granulares en recipientes con bocas anchas. Es usado principalmente en cocinas, laboratorios, actividades de construcción, industria.

Algunos tipos de embudos empleados en laboratorio son los siguientes:

- **Embudo de filtración:** son los más empleados, tienen forma cónica y suelen estar fabricados en vidrio.
- **Embudo Büchner:** es una pieza del material de laboratorio de química utilizado para realizar filtraciones al vacío.
- **Embudo de decantación (también se llama pera de bromo):** Para separar líquidos inmiscibles.



Estos embudos se suelen sostener con un soporte universal y un aro, como se observa en la figura.

Mortero: un mortero es un utensilio antiguamente usado en boticas para machacar distintas sustancias, y todavía presente en la cocina tradicional para majar alimentos. Los hay de madera, metal, cerámica y piedra (como el molcajete americano)



El mechero: un mechero o quemador Bunsen es un instrumento utilizado en laboratorios científicos para calentar o esterilizar muestras o reactivos químicos.

Fue inventado por Robert Bunsen en 1857 y provee una transmisión muy rápida de calor intenso en el laboratorio.

Es un quemador de gas del tipo de premezcla y la llama es el producto de la combustión de una mezcla de aire y gas.

También hay muchas clases de mecheros como el Fisher y el Tirril, también hay los mecheros de alcohol

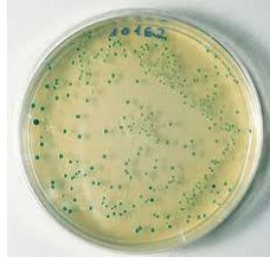
Para hacer los calentamientos se usa un trípode y una rejilla como se observa en la imagen.



También se puede usar un aro y una nuez de sujeción. Para agitar los líquidos se usa una bagueta, que son unas varillas de vidrio sólido.



Placas Petri: La placa de Petri, cápsula de Petri o Caja de Petri, es un recipiente redondo, de cristal o plástico, con una cubierta de la misma forma que la placa, pero algo más grande de diámetro, para que se pueda colocar encima y cerrar el recipiente, aunque no de forma hermética. Es parte de la colección conocida como «material de vidrio». Tiene uso de microbiología.



Soluciones

Una solución (o disolución) es una mezcla de dos o más componentes, perfectamente homogénea ya que cada componente se mezcla íntimamente con el otro, de modo tal que pierden sus características individuales. Esto último significa que los constituyentes son indistinguibles y el conjunto se presenta en una sola fase (sólida, líquida o gas) bien definida.

Una solución que contiene agua como solvente se llama solución acuosa.

Si se analiza una muestra de alguna solución puede apreciarse que en cualquier parte de ella su composición es constante. Entonces, reiterando, llamaremos solución o disolución a las mezclas homogéneas que se encuentran en fase líquida. Es decir, las mezclas homogéneas que se presentan en fase sólida, como las aleaciones (acero, bronce, latón) o las que se hallan en fase gaseosa (aire, humo, etc.) no se les conoce como disoluciones.

Las mezclas de gases, tales como la atmósfera, a veces también se consideran como soluciones.



Las soluciones son distintas de los coloides y de las suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular y están dispersas uniformemente entre las moléculas del solvente.

Las sales, los ácidos, y las bases se ionizan cuando se disuelven en el agua

Características de las soluciones (o disoluciones)

- I) Sus componentes no pueden separarse por métodos físicos simples como decantación, filtración, centrifugación, etc.
- II) Sus componentes sólo pueden separarse por destilación, cristalización, cromatografía.
- III) Los componentes de una solución son soluto y solvente.

Soluto es aquel componente que se encuentra en menor cantidad y es el que se disuelve. El soluto puede ser sólido, líquido o gas, como ocurre en las bebidas gaseosas, donde el dióxido de carbono se utiliza como gasificante de las bebidas. El azúcar se puede utilizar como un soluto disuelto en líquidos (agua).

Solvente es aquel componente que se encuentra en mayor cantidad y es el medio que disuelve al soluto. El solvente es aquella fase en que se encuentra la solución. Aunque un solvente puede ser un gas, líquido o sólido, el solvente más común es el agua. (Ver: El agua como solvente).

- IV) En una disolución, tanto el soluto como el solvente interactúan a nivel de sus componentes más pequeños (moléculas, iones). Esto explica el carácter homogéneo de las soluciones y la imposibilidad de separar sus componentes por métodos mecánicos.

Mayor o menor concentración

Ya dijimos que las disoluciones son mezclas de dos o más sustancias, por lo tanto se pueden mezclar agregando distintas cantidades: Para saber exactamente la cantidad de soluto y de solvente de una disolución se utiliza una magnitud denominada concentración.

Dependiendo de su concentración, las disoluciones se clasifican en diluidas, concentradas, saturadas, sobresaturadas.

Diluidas: si la cantidad de soluto respecto del solvente es pequeña. Ejemplo: una solución de 1 gramo de sal de mesa en 100 gramos de agua.

Concentradas: si la proporción de soluto con respecto del solvente es grande. Ejemplo: una disolución de 25 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua.

Saturadas: se dice que una disolución está saturada a una determinada temperatura cuando no admite más cantidad de soluto disuelto.

Ejemplo: 36 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua a 20° C.

Si intentamos disolver 38 gramos de sal en 100 gramos de agua, sólo se disolvería 36 gramos y los 2 gramos restantes permanecerán en el fondo del vaso sin disolverse.

Sobresaturadas: disolución que contiene mayor cantidad de soluto que la permitida a una temperatura determinada. La sobresaturación se produce por enfriamientos rápidos o por descompresiones bruscas. Ejemplo: al sacar el corcho a una botella de refresco gaseoso.

Modo de expresar las concentraciones

Ya sabemos que la concentración de las soluciones es la cantidad de soluto contenido en una cantidad determinada de solvente o solución. También debemos aclarar que los términos diluidos o concentrados expresan concentraciones relativas.

Las unidades de concentración en que se expresa una solución o disolución pueden clasificarse en unidades físicas y en unidades químicas.

Unidades físicas de concentración

Las unidades físicas de concentración están expresadas en función del peso y del volumen, en forma porcentual, y son las siguientes:

- Tanto por ciento peso/peso %P/P = (cantidad de gramos de soluto) / (100 gramos de solución)
- Tanto por ciento volumen/volumen %V/V = (cantidad de cc de soluto) / (100 cc de solución)
- Tanto por ciento peso/volumen % P/V = (cantidad de gr de soluto) / (100 cc de solución)
- Porcentaje peso a peso (% P/P): indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.
- Porcentaje peso a peso (% P/P): indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

$$\% \frac{P}{P} = \frac{\text{peso del soluto}}{\text{peso de la solución}} \cdot 100$$

- b) Porcentaje volumen a volumen (% V/V): se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen de la solución}} \cdot 100$$

- c) Porcentaje peso a volumen (% P/V): indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 ml de solución

$$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{gramos del soluto}}{\text{ml de la la solución}} \cdot 100$$

Solubilidad

En química, la solubilidad mide la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en un líquido.

Algunos líquidos, tales como agua y alcohol, pueden ser disueltos en cualquier proporción en otro solvente. Sin embargo, el azúcar tiene un límite de solubilidad ya que al agregar cierta cantidad adicional en una solución está dejará de solubilizarse, llamándose a esta solución saturada.

Es la proporción en que una cantidad determinada de una sustancia se disolverá en una cantidad determinada de un líquido, a una temperatura dada. En términos generales, es la facilidad con que un sólido puede mezclarse homogéneamente con el agua para proporcionar una solución química.

Concepto

La solubilidad es la mayor cantidad de soluto (gramos de sustancia) que se puede disolver en 100 gramos (g). de disolvente a una temperatura fija, para formar una disolución saturada en cierta cantidad de disolvente.

Las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente. Con el fin de poder comparar la capacidad que tiene un disolvente para disolver un producto dado, se utiliza una magnitud que recibe el nombre de solubilidad.

La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada. Añadiendo soluto a un volumen dado de disolvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente). Se dice entonces que está saturada.

Pues bien, la solubilidad de una sustancia respecto de un disolvente determinado es la concentración que corresponde al estado de saturación a una temperatura dada.

Las solubilidades de sólidos en líquidos varían mucho de unos sistemas a otros. Así a 20° C la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en agua es 6 M (molar) y en alcohol etílico (C₂H₆O), a esa misma temperatura, es 0,009 M (molar). Cuando la

solubilidad es superior a 0,1 M (molar) se suele considerar la sustancia como soluble en el disolvente considerado; por debajo de 0,1 M (molar) se considera como poco soluble o incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia.

La solubilidad depende de la temperatura; de ahí que su valor vaya siempre acompañado del de la temperatura de trabajo. En la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura.

Factores que determinan la solubilidad

Solubilidad en líquidos: al elevar la temperatura aumenta la solubilidad del soluto gas en el líquido debido al aumento de choques entre moléculas contra la superficie del líquido. También ocurre lo mismo con la presión.

Solubilidad de líquidos en líquidos: Al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de líquidos en líquidos. En este caso la solubilidad no se ve afectada por la presión.

Solubilidad de sólidos en líquidos: la variación de solubilidad está relacionada con el calor absorbido o desprendido durante el proceso de disolución. Si durante el proceso de disolución se absorbe calor la solubilidad crece con el aumento de la temperatura, y por el contrario, si se desprende calor durante el proceso de disolución, la solubilidad disminuye con la elevación de temperatura. La presión no afecta a la solubilidad en este caso.

Unidades de medida

Puesto que la solubilidad es la máxima concentración que puede alcanzar un soluto, se medirá en las mismas unidades que la concentración.

Es habitual medirla en gramos de soluto por litro de disolución (g/l) o en gramos de soluto por cada 100 cc de disolución (%).

Aunque la unidad de medida se parezca a la de la densidad, no es una medida de densidad. En la densidad, masa y volumen se refieren

al mismo cuerpo. En la solubilidad, la masa es de soluto y el volumen es de la disolución, de la mezcla de soluto y disolvente.

Introducción general

Las soluciones en química, son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una solución constituye una de sus principales características. Bastantes propiedades de las soluciones dependen exclusivamente de la concentración. Su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química. Algunos ejemplos de soluciones son: agua salada, oxígeno y nitrógeno del aire, el gas carbónico en los refrescos y todas las propiedades: color, sabor, densidad, punto de fusión y ebullición dependen de las cantidades que pongamos de las diferentes sustancias.

La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de solvente, y a la de menor cantidad se le llama soluto y es la sustancia disuelta.

El soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, y el solvente puede ser también un gas, un líquido o un sólido. El agua con gas es un ejemplo de un gas (dióxido de carbono) disuelto en un líquido (agua).

Las mezclas de gases, son soluciones. Las soluciones verdaderas se diferencian de las soluciones coloidales y de las suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular, y se encuentran dispersas entre las moléculas del solvente.

Algunos metales son solubles en otros cuando están en el estado líquido y solidifican manteniendo la mezcla de átomos. Si en esa mezcla los dos metales se pueden solidificar, entonces serán una solución sólida.

El estudio de los diferentes estados de agregación de la materia se suele referir, para simplificar, a una situación de laboratorio, admitiéndose que las sustancias consideradas son puras, es decir, están formadas por un mismo tipo de componentes elementales, ya sean átomos, moléculas, o pares de iones. Los cambios de estado, cuando se producen, sólo afectan a su ordenación o agregación.

Sin embargo, en la naturaleza, la materia se presenta, con mayor frecuencia, en forma de mezcla de sustancias puras. Las disoluciones constituyen un tipo particular de mezclas. El aire de la atmósfera o el agua del mar son ejemplos de disoluciones. El hecho de que la mayor parte de los procesos químicos tengan lugar en disolución

hace del estudio de las disoluciones un apartado importante de la química-física.

Este Manual cuenta con una introducción general del tema que habla un poco acerca de lo básico que se debe saber para poder adentrarse en el tema de las soluciones, este habla acerca de lo que son las soluciones, de lo que es un disolvente y un soluto, también explica acerca de lo que hace diferente a una solución coloide o de las suspensiones.

Este trabajo cuenta con varios temas los cuales son solubilidad, propiedades físicas de las soluciones, concentración de una solución, soluciones sólidas, líquidas y gaseosas, efecto de la temperatura y presión en la solubilidad de sólidos y gases.

Solubilidad

La solubilidad es la capacidad que tiene una sustancia para disolverse en otra, la solubilidad de un soluto es la cantidad de este.

Algunos líquidos, como el agua y el alcohol, pueden disolverse entre ellos en cualquier proporción. En una solución de azúcar en agua, puede suceder que, si se le sigue añadiendo más azúcar, se llegue a un punto en el que ya no se disolverá más, pues la solución está saturada.

La solubilidad de un compuesto en un solvente concreto y a una temperatura y presión dadas se define como la cantidad máxima de ese compuesto que puede ser disuelta en la solución. En la mayoría de las sustancias, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura del solvente. En el caso de sustancias como los gases o sales orgánicas de calcio, la solubilidad en un líquido aumenta a medida que disminuye la temperatura.

En general, la mayor solubilidad se da en soluciones que moléculas tienen una estructura similar a las del solvente.

La solubilidad de las sustancias varía, algunas de ellas son muy poco solubles o insolubles. La sal de cocina, el azúcar y el vinagre son muy solubles en agua, pero el bicarbonato de sodio casi no se disuelve.

Propiedades físicas de las soluciones

Cuando se añade un soluto a un solvente, se alteran algunas propiedades físicas del solvente. Al aumentar la cantidad del soluto, sube el punto de ebullición y desciende el punto de solidificación. Así, para evitar la congelación del agua utilizada en la refrigeración de los motores de los automóviles, se le añade un anticongelante

(soluto). Pero cuando se añade un soluto se rebaja la presión de vapor del solvente.

Otra propiedad destacable de una solución es su capacidad para ejercer una presión osmótica. Si separamos dos soluciones de concentraciones diferentes por una membrana semipermeable (una membrana que permite el paso de las moléculas del solvente, pero impide el paso de las del soluto), las moléculas del solvente pasarán de la solución menos concentrada a la solución de mayor concentración, haciendo a esta última más diluida. Estas son algunas de las características de las soluciones:

- Las partículas de soluto tienen menor tamaño que en las otras clases de mezclas.
- Presentan una sola fase, es decir, son homogéneas.
- Si se dejan en reposo durante un tiempo, las fases no se separan ni se observa sedimentación, es decir las partículas no se depositan en el fondo del recipiente.
- Son totalmente transparentes, es decir, permiten el paso de la luz.
- Sus componentes o fases no pueden separarse por filtración

Concentración de una solución

La concentración de una solución lo da el número de moléculas que tenga que tenga el soluto de una sustancia y el número de moléculas que tiene el resto de la sustancia.

Existen distintas formas de decir la concentración de una solución, pero las dos más utilizadas son: gramos por litro (g/l) y molaridad (M).

Los gramos por litro indican la masa de soluto, expresada en gramos, contenida en un determinado volumen de disolución, expresado en litros. Así, una solución de cloruro de sodio con una concentración de 40 g/l contiene 40 g de cloruro de sodio en un litro de solución.

La molaridad se define como la cantidad de sustancia de soluto, expresada en moles, contenida en un cierto volumen de solución, expresado en litros, es decir:

$$M = \frac{n}{V}$$

El número de moles de soluto equivale al cociente entre la masa de soluto y la masa de un mol (masa molar) de soluto.

Por ejemplo, para conocer la molaridad de una solución que se ha preparado disolviendo 70 g de cloruro de sodio (NaCl) hasta obtener 2 litros de solución, hay que calcular el número de moles de NaCl; como la masa molar del cloruro de sodio es la suma de las masas atómicas de sus elementos, es decir, $23 + 35,5 = 58,5$ g/mol, el número de moles será $70/58,5 = 1,2$ y, por tanto, $M = 1,2/2 = 0,6$ M (0,6 molar).

Clasificación de las soluciones

Por su estado	Por su concentración
Sólidas	Solucion no-saturada: es aquella en donde la fase dispersa y la dispersante no están en equilibrio a una temperatura dada; es decir, ellas pueden admitir más soluto hasta alcanzar su grado de saturación. Ej.: a 0 °C 100 g de agua disuelven 37,5 NaCl, es decir, a la temperatura dada, una disolución que contengan 20g NaCl en 100g de agua, es no
Líquidas	Solucion saturada: en estas disoluciones hay un equilibrio entre la fase dispersa y el medio dispersante, ya que a la temperatura que se tome en consideración, el solvente no es capaz de disolver más soluto. Ej. una disolución acuosa saturada de NaCl es aquella que contiene 37,5 disueltos en 100 g de agua 0 °C.
Gaseosas	Solucion sobre saturada: representan un tipo de disolución inestable, ya que presenta disuelto más soluto que el permitido para la temperatura dada. Para preparar este tipo de disoluciones se agrega soluto en exceso, a elevada temperatura y luego se enfría el sistema lentamente. Estas soluciones son inestables, ya que al añadir un cristal muy pequeño del soluto, el exceso existente precipita; de igual manera sucede con un cambio brusco de temperatura.

Efecto de la temperatura y la presión en la solubilidad de sólidos y gases

Porque un refresco pierde más rápido el gas cuando está caliente que cuando está frío, o porque el chocolate en polvo se disuelve más fácilmente en leche caliente, son varios factores los que influyen a estos fenómenos, entre ellos está la temperatura y la presión.

Por lo general la solubilidad varía con la temperatura. En la mayoría de las sustancias, un incremento de la temperatura causa un aumento de la solubilidad. Por eso el azúcar se disuelve mejor en café caliente, y la leche debe estar en el punto de ebullición.

Los cambios de presión no modifican la solubilidad de un sólido en un líquido. Si un sólido es insoluble en agua, no se disolverá, aunque se aumente bruscamente la presión ejercida sobre él.

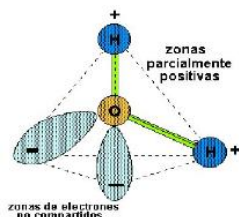
La solubilidad de los gases disueltos en líquidos es diferente de la que poseen los sólidos. La solubilidad de un gas en agua aumenta con la presión del gas sobre el disolvente, si la presión disminuye, la solubilidad disminuye también. Se dice que la solubilidad de los gases es directamente proporcional a la presión.

Cuando se destapa una botella de refresco, la presión sobre la superficie del líquido se reduce y cierta cantidad de burbujas de dióxido de carbono suben a la superficie. La disminución de la presión permite que el CO_2 salga de la disolución.

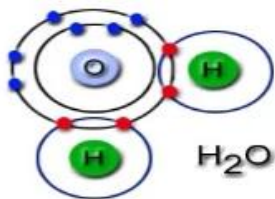
En relación con la temperatura, los gases disueltos en líquidos se comportan de forma inversa a como lo hacen los sólidos. La solubilidad de un gas en agua decrece a medida que aumenta la temperatura; esto significa que la solubilidad y la temperatura son inversamente proporcionales.

Los gases disueltos en agua potable (oxígeno, cloro y nitrógeno) son las pequeñas burbujas que aparecen cuando el líquido se calienta y aún no llega al punto de ebullición. Cuando el agua hierve queda totalmente desgasificada, por lo cual su sabor es distinto del que posee el agua sin hervir, por ello se recomienda airear esta agua antes de beberla.

Soluciones acuosas: el agua es la biomolécula más abundante del ser humano, constituye un 65-70 % del peso total del cuerpo. Esta proporción debe mantenerse muy próxima a estos valores para mantener la homeostasis hídrica, por lo contrario



el organismo se ve frente a situaciones patológicas debidas a la deshidratación o la retención de líquidos. La importancia del estudio de la biomolécula agua radica en el hecho de que la totalidad de las reacciones bioquímicas se realizan en el seno del agua, todos los nutrientes se transportan en el seno del agua.



Estructura molecular del agua: Es una molécula tetraédrica, con el átomo de oxígeno en el centro y los dos átomos de hidrógeno en los vértices de dicho tetraedro quedando los otros dos vértices ocupados por los electrones no compartidos del oxígeno.

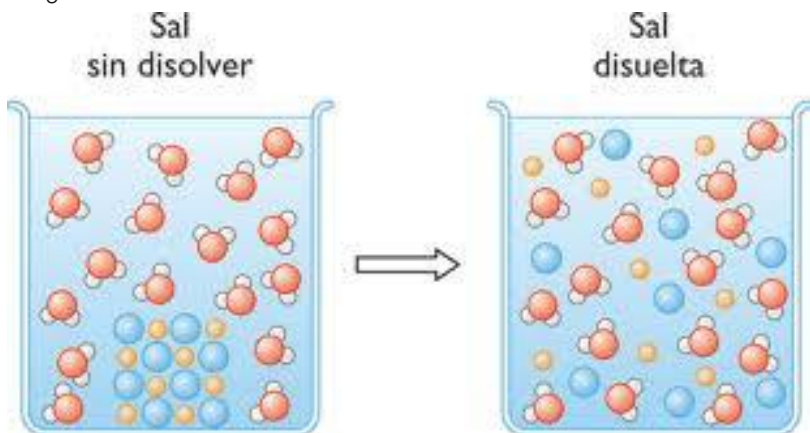
El oxígeno es un átomo que posee mayor electronegatividad que el hidrógeno, esto hace que la molécula de agua sea un dipolo eléctrico. Esta estructura explica muchas de las propiedades físicas y químicas del agua bien sea por la formación de puentes de hidrógeno o por solvatación de otras moléculas.

Las sales pueden ser solubles o no:

Ejemplo de solubles: Cloruro de sodio (NaCl); Cloruro de potasio (KCl); Bicarbonato de sodio (HCO_3Na).

Proceso de disolución: Pesar 1 g de cloruro de sodio o un peso aproximado, con una espátula, agregarlo aun beaker de 50 mL, agregar con una pipeta 10 mL de agua destilada y luego disolver el soluto con la ayuda de una bagueta.

¿Cuál es la concentración física final de la solución?



Ejemplo de solución



Agua
(Solvente)

+



Sal
(Soluta)

=



Agua Salada
(Solución)



Cuando se llega al límite de solubilidad de la sal, en este caso NaCl en el agua, se llama solución saturada.

Ejemplo de Solución



Agua
(Solvente)

+



Dicromato de potasio
(Soluta)

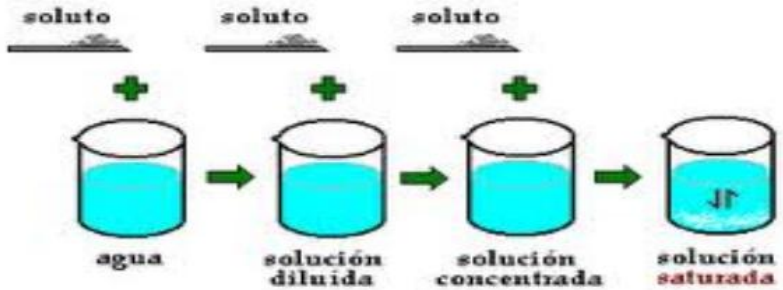
=



Solución acuosa
(Solución)

Respuesta: La concentración física final será 1 g disuelto en 10 mililitros, lo que es igual a decir 10 g en 100 mililitros; la concentración final será de 10% P/V.

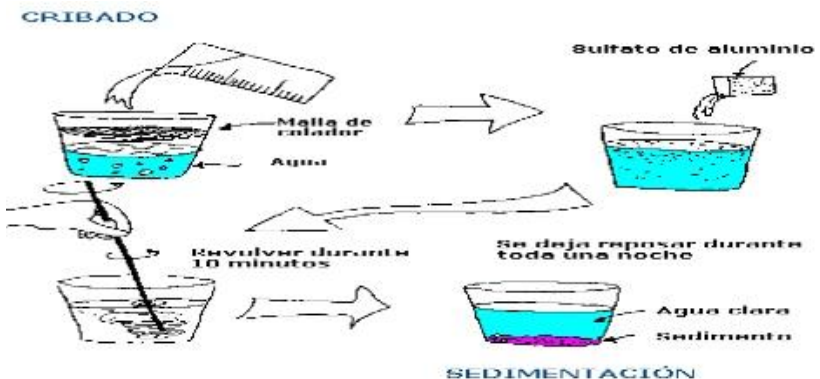
Cuando se agrega más este límite por la ayuda de otros medios físicos. Estaremos ante una solución sobresaturada



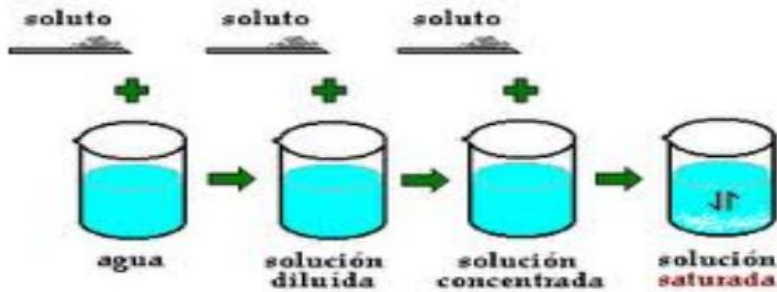
Cuando una sustancia no es soluble en el agua u otro solvente, se obtendrá una solución no Homogénea pues se formaran dos fases, en el caso de un sólido en un líquido. Ejemplos: Óxido de zinc en agua, Óxido de calcio en agua, carbonato de calcio en agua.

En este caso si se quiere separar el sólido del líquido se pueden usar algunos de estos procesos,

Sedimentación: es el proceso por el cual el sólido en movimiento se deposita. Cuando se quiere favorecer la sedimentación se trata de aumentar el diámetro de las partículas, haciendo que se agreguen unas a otras, proceso denominado coagulación y floculación.



La coagulación se refiere al proceso de desestabilización de las partículas suspendidas de modo que se reduzcan las fuerzas de separación entre ellas.

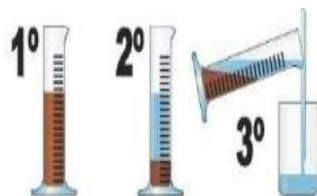


PRINCIPIO DE FLOCULACIÓN



La floculación tiene relación con los fenómenos de transporte dentro del líquido. Para que las partículas hagan contacto.

Esto implica la formación de puentes químicos entre partículas de modo que se forme una malla de coágulos, la cual sería tridimensional y porosa. Así se formaría, mediante el crecimiento de partículas coaguladas, un floc suficientemente grande y pesado para sedimentar.



Luego que ha sedimentado se puede separar el líquido del sólido, por un proceso llamado decantación. La decantación es un método mecánico de separación de mezclas heterogéneas, estas pueden estar formadas por un líquido y un sólido, o por dos líquidos. Es necesario dejar reposar la mezcla para que el sólido se sedimente, es decir, descienda y sea posible su extracción por acción de la gravedad.

Decantación

Se utilizan para separar líquidos insolubles entre sí y con diferentes densidades.

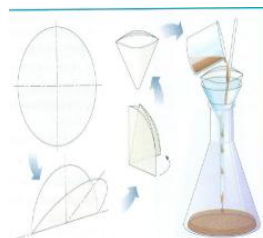


Tradicionalmente el aceite de oliva se obtiene separándolo del resto de la aceituna triturada por decantación.



También es posible separar el sólido de un líquido por un proceso de filtración. Se denomina filtración al proceso unitario de separación de sólidos en suspensión en un líquido mediante un medio poroso, que retiene los sólidos y permite el pasaje del líquido.

También es posible separar sólidos por medios físicos como la evaporación ya sea a medio ambiente o con ayuda del calor, siempre y cuando la sustancia no se descomponga por el calor.





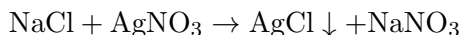
Otra forma es la sublimación, proceso por el cual el sólido pasa a gas sin pasar por el estado líquido, ejemplo el yodo, el ácido benzoico, el alcanfor, etc.

Por medios químicos se pueden separar algunos cationes y aniones.

Esto se debe a que los aniones (iones de carga negativa) reaccionan con los cationes de carga positiva forman sustancia insolubles, que se separan por medios físicos que se han explicado anteriormente (sedimentación, decantación, filtración, etc.).



Ejemplo: si a una solución de cloruro de sodio (NaCl) se le añade una solución de nitrato de plata se obtendrá un precipitado de color blanco de cloruro de plata (AgCl)



Reacciones químicas

Una reacción química, cambio químico o fenómeno químico, es todo proceso en el cual una o más sustancias (llamadas reactantes), por efecto de un factor energético, se transforman, cambiando su estructura molecular y sus enlaces, en otras sustancias llamadas productos. Esas sustancias pueden ser elementos o compuestos.

Un ejemplo de reacción química es la formación de óxido de hierro producida al reaccionar el oxígeno del aire con el hierro de forma natural, o una cinta de magnesio al colocarla en una llama se convierte en óxido de magnesio, como un ejemplo de reacción inducida. A la representación simbólica de las reacciones se les llama ecuaciones químicas.

Reacciones de la química inorgánica

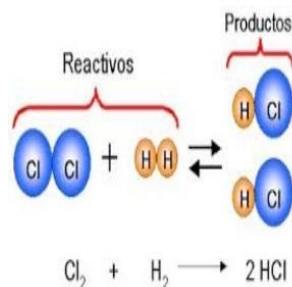
Nombre	Descripción	Representación	Ejemplo
Reacción de síntesis	Elementos o compuestos sencillos que se unen para formar un compuesto más complejo. La siguiente es la forma general que presentan este tipo de reacciones:	$A+B \rightarrow AB$ Donde A y B representan cualquier sustancia química. Un ejemplo de este tipo de reacción es la síntesis del cloruro de sodio:	$2Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2NaCl(s)$

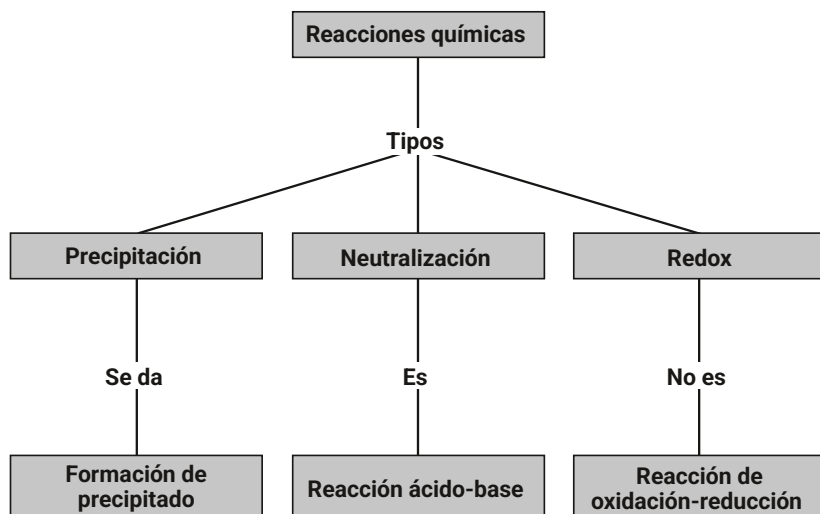
Reacción de descomposición	Un compuesto se fragmenta en elementos o compuestos más sencillos. En este tipo de reacción un solo reactivo se convierte en zonas o productos.	$AB \rightarrow A+B$ Donde A y B representan cualquier sustancia química. Un ejemplo de este tipo de reacción es la descomposición del agua:	$2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$
Reacción de desplazamiento simple sustitución	Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.	$A + BC \rightarrow AC + B$ Donde A, B y C representan cualquier sustancia química. Un ejemplo de este tipo de reacción se evidencia cuando el hierro(Fe) desplaza al cobre(Cu) en el sulfato de cobre (CuSO ₄):	$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$
Reacción de doble desplazamiento o doble sustitución	Los iones en un compuesto cambian lugares con los iones de otro compuesto para formar dos sustancias diferentes.	$AB + CD \rightarrow AD + BC$ Donde A, B, C y D representan cualquier sustancia química. Veamos un ejemplo de este tipo de reacción:	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

Factores que afectan la velocidad de reacción

- **Naturaleza de la reacción:** algunas reacciones son, por su propia naturaleza, más rápidas que otras. El número de especies reaccionantes, su estado físico las partículas que forman sólidos se mueven más lentamente que las de gases o de las que están en solución.
- **Concentración:** la velocidad de reacción aumenta con la concentración, como está descrito por la ley de velocidad y explicada por la teoría de colisiones. Al incrementarse la concentración de los reactantes, la frecuencia de colisión también se incrementa.
- **Presión:** la velocidad de las reacciones gaseosas se incrementa muy significativamente con la presión, que es, en efecto, equivalente a incrementar la concentración del gas. Para las reacciones en fase condensada, la dependencia en la presión es débil, y sólo se hace importante cuando la presión es muy alta.

- Temperatura:** generalmente, al llevar a cabo una reacción a una temperatura más alta provee más energía al sistema, por lo que se incrementa la velocidad de reacción al ocasionar que haya más colisiones entre partículas, como lo explica la teoría de colisiones. Sin embargo, la principal razón porque un aumento de temperatura aumenta la velocidad de reacción es que hay un mayor número de partículas en colisión que tienen la energía de activación necesaria para que suceda la reacción, resultando en más colisiones exitosas.
- Solvente:** muchas reacciones tienen lugar en solución, y las propiedades del solvente afectan la velocidad de reacción. La fuerza iónica también tiene efecto en la velocidad de reacción.
- Radiación electromagnética e intensidad de luz:** la radiación electromagnética es una forma de energía. Como tal, puede aumentar la velocidad o incluso hacer que la reacción sea espontánea, al proveer de más energía a las partículas de los reactantes. Un catalizador: La presencia de un catalizador incrementa la velocidad de reacción (tanto de las reacciones directa e inversa) al proveer de una trayectoria alternativa con una menor energía de activación. Por ejemplo, el platino cataliza la combustión del hidrógeno con el oxígeno a temperatura ambiente.
- Superficie de contacto:** en reacciones en superficies, que se dan por ejemplo durante catálisis heterogénea, la velocidad de reacción aumenta cuando el área de la superficie de contacto aumenta. Esto es debido al hecho de que más partículas del sólido están expuestas y pueden ser alcanzadas por moléculas reactantes.
- Mezclado:** el mezclado puede tener un efecto fuerte en la velocidad de reacción para las reacciones en fase homogénea y heterogénea.

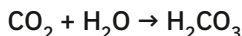




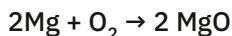
Óxidos

Un óxido es un compuesto binario que contiene uno o varios átomos de oxígeno (el cual, normalmente, presenta un estado de oxidación -2), y otros elementos. Existe una gran variedad de óxidos, los cuales se presentan en los 3 principales estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gaseoso, a temperatura ambiente. Casi todos los elementos forman combinaciones estables con oxígeno y muchos en varios estados de oxidación. Debido a esta gran variedad las propiedades son muy diversas y las características del enlace varían desde el típico sólido iónico hasta los enlaces covalentes.

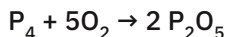
Por ejemplo, son óxidos óxido nítrico (NO) o el dióxido de nitrógeno (NO₂). Los óxidos son muy comunes y variados en la corteza terrestre. Los óxidos no metálicos también son llamados anhídridos porque son compuestos que han perdido una molécula de agua dentro de sus moléculas. Por ejemplo, al hidratar anhídrido carbónico en determinadas condiciones puede obtenerse ácido carbónico:



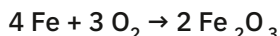
En general, los óxidos se pueden sintetizar directamente mediante procesos de oxidación; por ejemplo, óxidos básicos con elementos metálicos (alcalinos, alcalinotérreos o metales de transición) como el magnesio:



O bien óxidos ácidos con elementos no metálicos, como el fósforo:



*Una puerta de hierro oxidada está recubierta por una capa de óxido
Férrico denominada herrumbre, Que no es impermeable a una ulterior
oxidación*



Tipos de óxidos

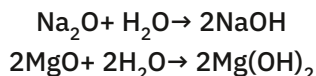
Según la estequiometría del compuesto:

- Óxidos binarios, formados por oxígeno y otro elemento.
- Óxidos mixtos, formados por dos elementos distintos y oxígeno como son las espinelas.

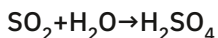
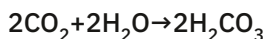
Atendiendo al comportamiento químico hay tres tipos de óxidos: óxidos básicos, ácidos y óxidos anfóteros, aunque no muy comunes en la naturaleza.

Los óxidos básicos se forman con un metal más oxígeno, los óxidos de elementos menos electronegativos tienden a ser básicos. Se les llaman también anhídridos básicos; ya que al agregar agua, pueden formar hidróxidos básicos.

Por ejemplo:



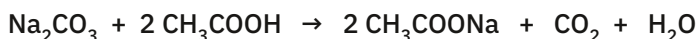
Los óxidos ácidos (anhídridos) son los formados con un no metal + oxígeno, los óxidos de elementos más electronegativos tienden a ser ácidos. Se les llaman también anhídridos ácidos (nomenclatura en desuso); ya que al agregar agua, forman oxácidos. Por ejemplo:



Sal (química)

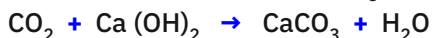
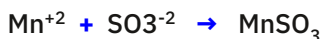
Una sal es un compuesto químico formado por cationes (iones con carga positiva) enlazados a aniones (iones con carga negativa). Son el producto típico de una reacción química entre una base y un ácido, la base proporciona el catión y el ácido el anión.

El carbonato de sodio es una sal formada por una catión sodio (Na) y un anión llamado sulfato (SO_4) esta sal reacciona con un ácido por ejemplo el ácido acético diluido (vinagre). Produciéndose un gas es el dióxido de carbono (CO_2).



Una sal ox(o) ácida, oxosal u oxisal es el resultado de la combinación de un hidróxido con un ácido oxácido, aunque también se pueden formar de una manera más simple por la combinación de un metal y un radical.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura Stock
$\text{Mn(OH)}^{+2} + \text{HSO}_2^{-2} \rightarrow \text{MnSO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Sulfito de Manganeso	Sulfito de Manganeso II
$\text{Co(OH)}^{+2} + \text{H}_2\text{SiO}_3 - 2 \rightarrow \text{CoSiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Silicato Cobaltoso	Silicato de Cobalto II



Anexos

El hidróxido de magnesio, Mg(OH)_2 es comúnmente utilizado como antiácido o como laxante. Se obtiene al mezclar óxido de magnesio con agua:



El término leche de magnesia fue primeramente usado para una suspensión alcalina de color blanco, acuosa, de hidróxido de magnesio formulada en alrededor de 8 % w/v por Charles Henry Phillips en 1880 que fue vendida bajo el nombre de (inglés: Phillips' Milk of Magnesia, 'Leche de Magnesia Phillips') para uso medicinal. Se utiliza tanto como laxante como para neutralizar el ácido gástrico (antiácido).



Alka-Seltzer es la marca comercial de un medicamento antiácido efervescente de venta sin receta manufacturado por el laboratorio BAYER SCHERING PHARMA. Contiene en su composición ácido acetilsalicílico, Ácido cítrico, fosfato de calcio y bicarbonato de sodio como sustancias activas. Se utiliza para el alivio sintomático de las molestias gástricas ocasionales relacionadas con hiperacidez (acidez de estómago, ardores).

El Alka-Seltzer se proporciona bajo la forma de comprimidos efervescentes grandes, cerca de 1 pulgada (25 milímetros) de diámetro, que se disuelven en un vaso con agua. Mientras que los comprimidos disuelven, la base (bicarbonato) y el ácido (ácido cítrico) reaccionan para producir dióxido de carbono (de ahí lo de “Seltzer”), que también produce bastante agitación para permitir que los ingredientes activos se disuelvan lentamente.

Ácido cítrico + Bicarbonato sódico → Agua + Dióxido de carbono + Citrato de sodio

El dióxido de carbono, también denominado óxido de carbono (IV), gas carbónico y anhídrido carbónico (los dos últimos cada vez más en desuso, es un gas cuyas moléculas están compuestas por dos átomos de oxígeno y uno de carbono. Su fórmula molecular es CO_2 .



Su representación por estructura de Lewis es: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$.



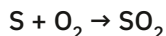
Agua gaseosa

Actualmente, el agua carbonatada o agua gaseosa se manufactura pasando dióxido de carbono presurizado por el agua en un proceso conocido como carbonación. Esto incrementa la solubilidad. Por ejemplo, en un recipiente con agua a alta presión se disuelve más CO_2 que bajo condiciones atmosféricas normales. Cuando se reduce la presión, por ejemplo al abrir la botella, el gas se disocia de la solución, creando las burbujas características.

Lluvia ácida

Una gran parte del SO_2 (dióxido de azufre) emitido a la atmósfera procede de la emisión natural que se produce por las erupciones volcánicas, que son fenómenos irregulares. Sin embargo, una de las fuentes de SO_2 es la industria metalúrgica. El SO_2 puede proceder también de otras fuentes, por ejemplo como el sulfuro de dimetilo, $(\text{CH}_3)_2\text{S}$, y otros derivados, o como sulfuro de hidrógeno, H_2S . Estos compuestos se oxidan con el oxígeno atmosférico dando SO_2 . Finalmente el SO_2 se oxida a SO_3 (interviniendo en la reacción radicales hidroxilo y oxígeno) y este SO_3 puede quedar disuelto en las gotas de

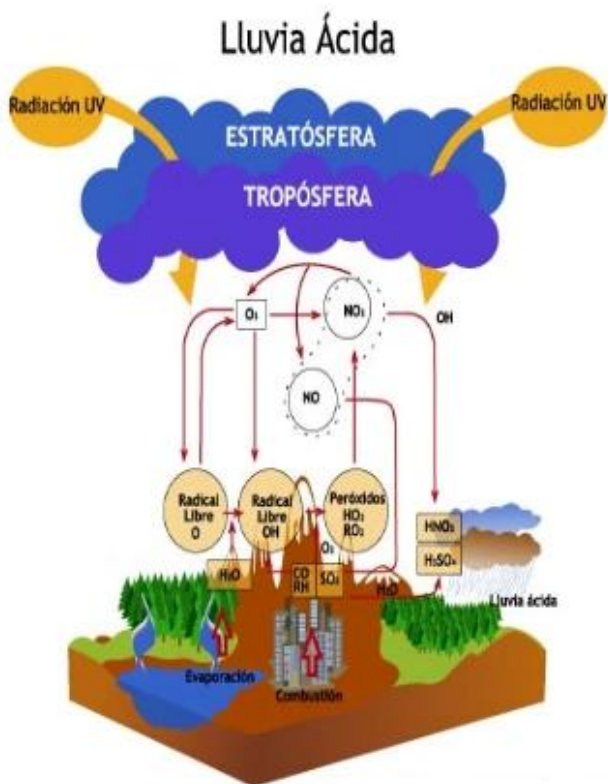
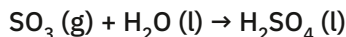
lluvia, es el de las emisiones de SO_2 en procesos de obtención de energía: el carbón, el petróleo y otros combustibles fósiles contienen azufre en unas cantidades variables (generalmente más del 1%), y, debido a la combustión, el azufre se oxida a dióxido de azufre.



Los procesos industriales en los que se genera SO_2 , por ejemplo, son los de la industria metalúrgica. En la fase gaseosa el dióxido de azufre se oxida por reacción con el radical hidroxilo por una reacción intermolecular.



En presencia del agua atmosférica o sobre superficies húmedas, el trióxido de azufre (SO_3) se convierte rápidamente en ácido sulfúrico (H_2SO_4).



Química orgánica

La química orgánica o química del carbono es la rama de la química que estudia una clase numerosa de moléculas que contienen carbono formando enlaces covalentes carbono-carbono o carbono-hidrógeno y otros heteroátomos, también conocidos como compuestos orgánicos. Friedrich Wöhler y Archibald Scott Couper son conocidos como los "padres" de la química orgánica.

El alma de la química orgánica: el carbono

La gran cantidad de compuestos orgánicos que existen tiene su explicación en las características del átomo de carbono, que tiene cuatro electrones en su capa de valencia: según la regla del octeto necesita ocho para completarla, por lo que forma cuatro enlaces (va-



lencia = 4) con otros átomos. Esta especial configuración electrónica da lugar a una variedad de posibilidades de hibridación orbital del átomo de Carbono (hibridación química).

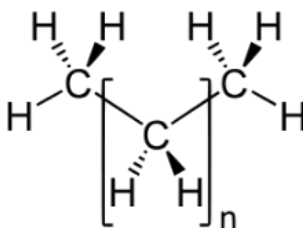
La molécula orgánica más sencilla que existe es el Metano. En esta molécula, el Carbono presenta hibridación sp^3 , con los átomos de hidrógeno formando un tetraedro.

El carbono forma enlaces covalentes con facilidad para alcanzar una configuración estable, estos enlaces los forma con facilidad con otros carbonos, lo que permite formar frecuentemente cadenas abiertas (lineales o ramificadas) y cerradas (anillos).

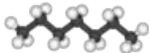
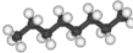
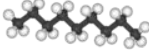
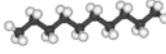
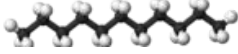
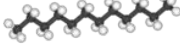
Los alcanos son hidrocarburos, es decir, que tienen solo átomos de carbono e hidrógeno. La fórmula general para alcanos alifáticos (de cadena lineal) es $C_n H_{2n+2}$,¹ y para cicloalcanos es $C_n H_{2n}$.² También reciben el nombre de hidrocarburos saturados.

Los alcanos son compuestos formados solo por átomos de carbono e hidrógeno, no presentan funcionalización alguna, es decir, sin la presencia de grupos funcionales como el carbonilo (-CO), carboxilo (-COOH), amida (-CON=), etc. La relación C/H es de $C_n H_{2n+2}$ siendo n el número de átomos de carbono de la molécula. Esto hace que su reactividad sea muy reducida en comparación con otros compuestos orgánicos, y es la causa de su nombre no sistemático: parafinas (del latín, poca afinidad). Todos los enlaces dentro de las moléculas de alcano son de tipo simple o sigma, es decir, covalentes por compartición de un par de electrones en un orbital s, por lo cual la estructura de un alcano sería de la forma:

Donde cada línea representa un enlace covalente. El alcano más sencillo es el metano con un solo átomo de carbono. Otros alcanos conocidos son el etano, propano y el butano con dos, tres y cuatro átomos de carbono respectivamente. A partir de cinco carbonos, los nombres se derivan de numerales griegos: pentano, hexano, heptano...



C	Nombre	Fórmula	Modelo
1	Metano	CH_4	
2	Etano	C_2H_6	
3	Propano	C_3H_8	
4	n-Butano	C_4H_{10}	
5	n-Pentano	C_5H_{12}	
6	n-Hexano	C_6H_{14}	

7	n-Heptano	C₇H₁₆	
8	n-Octano	C₈H₁₈	
9	n-Nonano	C₉H₂₀	
10	n-Decano	C₁₀H₂₂	
11	n-Undecano	C₁₁H₂₄	
12	n-Dodecano	C₁₂H₂₆	

Solubilidad en agua

No forman enlaces de hidrógeno y son insolubles en solventes polares como el agua. Puesto que los enlaces de hidrógeno entre las moléculas individuales de agua están apartados de una molécula de alcano, la coexistencia de un alcano y agua conduce a un incremento en el orden molecular (reducción de entropía). Como no hay enlaces significativos entre las moléculas de agua y las moléculas de alcano, la segunda ley de la termodinámica sugiere que esta reducción en la entropía se minimizaría al minimizar el contacto entre el alcano y el agua: se dice que los alcanos son hidrofóbicos (repelen el agua).

Solubilidad en otros solventes

Su solubilidad en solventes no polares es relativamente buena, una propiedad que se denomina lipofilidad. Por ejemplo, los diferentes alcanos son miscibles entre sí en todas las demás proporciones.

Densidad

La densidad de los alcanos suele aumentar conforme aumenta el número de átomos de carbono, pero permanece inferior a la del agua. En consecuencia, los alcanos forman la capa superior en una mezcla de alcano-agua.

Aplicaciones

Las aplicaciones de los alcanos pueden ser determinadas bastante bien de acuerdo al número de átomos de carbono. Los cuatro primeros alcanos son usados principalmente para propósitos de

calefacción y cocina, y en algunos países para generación de electricidad. El metano y el etano son los principales componentes del gas natural; pueden ser almacenados como gases bajo presión. Sin embargo, es más fácil transportarlos como líquidos: esto requiere tanto la compresión como el enfriamiento del gas.

El propano y el butano pueden ser líquidos a presiones moderadamente bajas y son conocidos como gases licuados del petróleo (GLP). Por ejemplo, el propano se usa en el quemador de gas propano, el butano en los encendedores descartables de cigarrillos. Estos dos alcanos son usados también como propelentes en pulverizadores. Desde el pentano hasta el octano, los alcanos son líquidos razonablemente volátiles. Se usan como combustibles en motores de combustión interna, puesto que pueden vaporizarse rápidamente al entrar en la cámara de combustión, sin formar gotas, que romperían la uniformidad de la combustión. Se prefieren los alcanos de cadena ramificada, puesto que son menos susceptibles a la ignición prematura, que causa el cascabeleo en los motores, que sus análogos de cadena lineal. Esta propensión a la ignición prematura es medida por el índice de octano del combustible, donde el 2, 2,4-trimetilpentano (isooctano) tiene un valor arbitrario de 100, y heptano tiene un valor de cero. Además de su uso como combustibles, los alcanos medios son buenos solventes para las sustancias no polares.

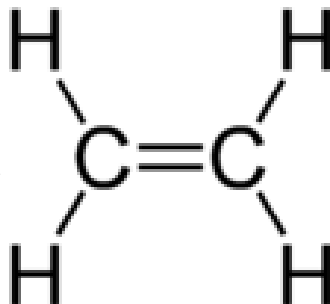
Los alcanos a partir del hexadecano en adelante constituyen los componentes más importantes del aceite combustible y aceite lubricante. La función de los últimos es también actuar como agentes anticorrosivos, puesto que su naturaleza hidrofóbica implica que el agua no puede llegar a la superficie del metal. Muchos alcanos sólidos encuentran uso como cera de parafina, por ejemplo en vela. Ésta no debe confundirse con la verdadera cera, que consiste principalmente de ésteres.

Los alcanos con una longitud de cadena de aproximadamente 35 o más átomos de carbono se encuentran en el betún, que se usa, por ejemplo, para asfaltar los caminos. Sin embargo, los alcanos superiores tienen poco valor, y se suelen romper en alcanos menores mediante cracking.

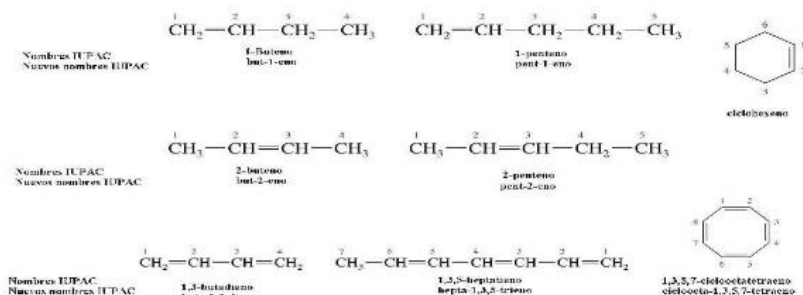
Algunos polímeros sintéticos tales como el polietileno y el polipropileno son alcanos con cadenas que contienen cientos de miles de átomos de carbono. Estos materiales se usan en innumerables aplicaciones, y se fabrican y usan millones de toneladas de estos materiales al año.

Alquenos

Los alquenos u olefinas son hidrocarburos insaturados que tienen uno o varios dobles enlaces carbono-carbono en su molécula. Se puede decir que un alqueno no es más que un alcano que ha perdido dos átomos de hidrógeno produciendo como resultado un enlace doble entre dos carbonos. Los alquenos cíclicos reciben el nombre de cicloalquenos.



La fórmula general de un alqueno de cadena abierta con un sólo doble enlace



Es C_nH_{2n} . Por cada doble enlace adicional habrá dos átomos de hidrógeno menos de los indicados en esta fórmula.

Al igual que ocurre con otros compuestos orgánicos, algunos alquenos se conocen todavía por sus nombres no sistemáticos, en cuyo caso se sustituye la terminación -eno sistemática por -ileno, como es el caso del eteno que en ocasiones se llama etileno, o propeno por propileno.

Los alquinos son hidrocarburos alifáticos con al menos un triple enlace $\text{-C}\equiv\text{C-}$ entre dos átomos de carbono. Se trata de compuestos metaestables debido a la alta energía del triple enlace carbono-carbono. Su fórmula general es $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

$\text{CH}\equiv\text{CH}$ etino(acetileno)	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$	propino
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$ 1-butino	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	2-butino
$\text{CH}\equiv\text{C-}$ etinilo	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-$	2-propinilo
$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C-}$ 1-propinino	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$	1-pentino

Propiedades físicas

Son insolubles en agua, pero bastante solubles en disolventes orgánicos usuales y de baja polaridad: ligroína, éter, benceno, tetracloruro de carbono. Son menos densos que el agua y sus puntos de ebullición muestran el aumento usual con el incremento del número de carbonos y el efecto habitual de ramificación de las cadenas. Los puntos de ebullición son casi los mismos que para los alcanos o alquenos con el mismo esqueleto carbonado. Los tres primeros términos son gases; los demás son líquidos o sólidos. A medida que aumenta el peso molecular aumentan la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición. Los acetilenos son compuestos de baja polaridad, por lo cual sus propiedades físicas son muy semejantes a la de los alquenos y alcanos.

Éter de petróleo

El éter de petróleo, también conocido como bencina, nafta VM & P, nafta de petróleo, nafta ASTM o ligroína, es una mezcla líquida de diversos compuestos volátiles, muy inflamables, de la serie homóloga de los hidrocarburos saturados o alcanos, y no a la serie de los éteres como erróneamente indica su nombre. Se emplea principalmente como disolvente no polar.

El éter de petróleo se obtiene en las refinerías de petróleo como una parte del destilado, intermedia entre la nafta ligera y la más pesada del queroseno. Tiene una densidad relativa comprendida entre 0,6 y 0,8, en función de su composición. Las siguientes fracciones de destilación del éter de petróleo están comúnmente disponibles como productos comerciales, en función de su temperatura de ebullición: 30 a 40 ° C, 40 a 60 ° C, 60 a 80 ° C, de 80 a 100 ° C, de 80 a 120 ° C y, a veces 100 a 120 ° C. La fracción 60 a 80 ° C se utiliza a menudo como sustituto del hexano. El éter de petróleo es utilizado principalmente por las compañías farmacéuticas en el proceso de fabricación de fármacos. Éter de petróleo se compone principalmente de pentano, y se utiliza a veces en su lugar, debido a su menor costo. El éter de petróleo, no es técnicamente un éter sino un alcano. La bencina no debe confundirse con el benceno. La bencina es una mezcla de alcanos, como pentano, hexano y heptano, mientras que el benceno es un hidrocarburo aromático cíclico, de fórmula C_6H_6 . Así mismo, el éter de petróleo no debe confundirse con la clase de compuestos orgánicos llamados éteres, que contienen el grupo funcional $R-O-R'$. Tampoco debe confundirse con la gasolina.

El diluyente (thinner en inglés), también conocido como adelgazador o rebajador de pinturas, es una mezcla de disolventes de

naturaleza orgánica derivados del petróleo que ha sido diseñado para disolver, diluir o adelgazar sustancias insolubles en agua, como la pintura, los aceites y las grasas.

El diluyente está compuesto por un disolvente activo, un cosolvente y un diluyente, sustancias que efectúan una función en particular. El disolvente activo es el que tendrá un efecto directo sobre lo que se está disolviendo, el cosolvente potenciará el efecto del disolvente activo y el diluyente dará volumen al compuesto. Esta mezcla tiene como disolvente principal al tolueno, como cosolvente al benceno y como diluyente a una serie de disolventes, sustancias todas ellas tóxicas para el ser humano. Todos los fabricantes de diluyentes desarrollan sus propios productos teniendo en cuenta la composición de sus diluyentes, y por lo tanto, aunque parezcan similares, pueden obtenerse resultados muy diversos.

No todos los diluyentes tienen el mismo poder de dilución. Por lo tanto, con idénticas cantidades de diluyente se obtendrán distintas viscosidades de aplicación. Es decir, el poder de dilución de un diluyente dependerá no sólo de la composición del diluyente sino también, y fundamentalmente, de la del producto.

No existen normas ni criterios que definan sus características durante la elaboración de diluyente de baja calidad. Por esta razón, es imposible generalizar con exactitud sus propiedades tanto en sus aplicaciones comerciales como en los riesgos que representan su manipulación por trabajadores y su abuso por farmacodependientes.

Los principales componentes del diluyente son los siguientes:

Sustancia	Porcentaje
Tolueno	5–50%
Alcohol metílico	15–50%
Cetonas	5–40%
Hexano	5–30%
Alcoholes	5–40%
Xileno	5–20%
Ésteres	3–50%
Las cantidades varían según el producto deseado.	

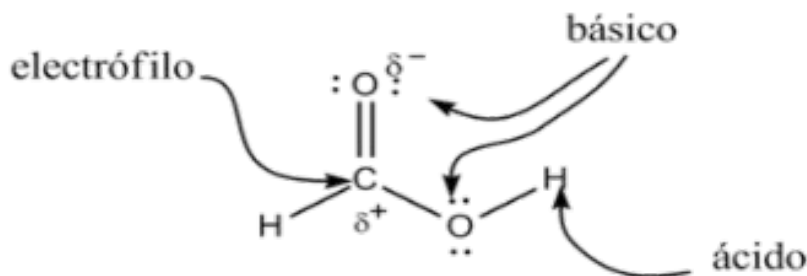
Aguarrás mineral

Es el producto constituido por derivados del petróleo (normalmente white spirit o productos similares), su fórmula es $C_{10}H_{16}$ como sucedáneo de la esencia de trementina, en la preparación de pinturas, barnices y afines.

Ácidos carboxílicos

Los ácidos carboxílicos constituyen un grupo de compuestos, caracterizados porque poseen un grupo funcional llamado grupo carboxilo o grupo carboxi ($-\text{COOH}$); se produce cuando coinciden sobre el mismo carbono un grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) y carbonilo ($\text{C}=\text{O}$). Se puede representar como COOH ó CO_2H .

Características y propiedades



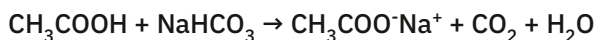
Comportamiento químico de las diferentes posiciones del grupo carboxilo

Los ácidos carboxílicos tienen como fórmula general $\text{R}-\text{COOH}$. Tiene propiedades ácidas; los dos átomos de oxígeno son electronegativos y tienden a atraer a los electrones del átomo de hidrógeno del grupo hidroxilo con lo que se debilita el enlace, produciéndose en ciertas condiciones, una ruptura heterolítica cediendo el correspondiente protón o hidrón, H^+ , y quedando el resto de la molécula con carga -1 debido al electrón que ha perdido el átomo de hidrógeno, por lo que la molécula queda como $\text{R}-\text{COO}^-$.

Reacciones

Obtención de sales de ácidos carboxílicos a partir del ácido:

Los ácidos carboxílicos reaccionan con bases para formar sales. En estas sales el hidrógeno del grupo OH se reemplaza con el ion de un metal, por ejemplo Na^+ . De esta forma, el ácido acético reacciona con bicarbonato de sodio para dar acetato de sodio, dióxido de carbono y agua.



Nomenclatura

Los ácidos carboxílicos se nombran con la ayuda de la terminación $-\text{oico}$ o $-\text{ico}$ que se une al nombre del hidrocarburo de referencia y anteponiendo la palabra ácido:

Ejemplo

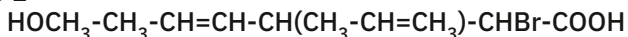
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ propano $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ ácido propanoico (propan + oico)

Los nombres triviales de los ácidos carboxílicos se designan según la fuente natural de la que inicialmente se aislaron. Se clasificaron así:

Nombres de los ácidos carboxílicos			
Nombre trivial	Nombre IUPAC	Estructura	Número de carbonos
Ácido fórmico	Ácido metanoico	HCOOH	C1:0
Ácido acético	Ácido etanoico	CH_3COOH	C2:0
Ácido propiónico	Ácido propanoico	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	C3:0
Ácido butírico	Ácido butanoico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$	C4:0
Ácido valérico	Ácido pentanoico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$	C5:0
Ácido caproico	Ácido hexanoico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$	C6:0
Ácido enántico	Ácido heptanoico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{COOH}$	C7:0
Ácido caprílico	Ácido octanoico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{COOH}$	C8:0

Ejemplos de ácidos carboxílicos

Ejemplo 1



En este compuesto aparte del grupo funcional COOH, hay una función alcohol, pero de acuerdo a su importancia y relevancia el grupo COOH es el principal; por lo tanto el grupo alcohol se lo nombra como sustituyente. Por lo tanto el nombre es Ácido 3-alil-2-bromo-7-hidroxi-4-hexenoico.

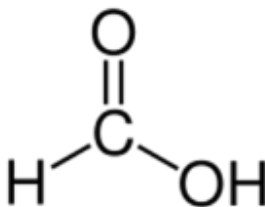
Ejemplo 2

Compuestos con dos grupos COOH

Formula	Nombre IUPAC	Nombre trivial
HOOC-COOH	Ac. Etanodioico	Ácido oxálico
$\text{HOOC-CH}_2\text{-COOH}$	Ac. Propanodioico	Ácido malónico
$\text{HOOC-(CH}_2)_2\text{-COOH}$	Ac. Butanodioico	Ácido succínico

Ácido fórmico

El ácido metanoico, también llamado ácido fórmico, es un ácido orgánico de un solo átomo de carbono, y por lo tanto el más simple de los ácidos orgánicos. Su fórmula es $\text{H-COOH(CH}_2\text{O}_2\text{)}$.



Origen y síntesis

El ácido fórmico fue aislado en 1671 por primera vez por el naturalista inglés John Ray destilándolo a partir de un montón de hormigas rojas (*Formica rufa*) machacadas. Este ácido es el que inyectan algunas especies de hormigas al morder y abejas al picar. De ahí el nombre de fórmico (dellatín formica,hormiga).

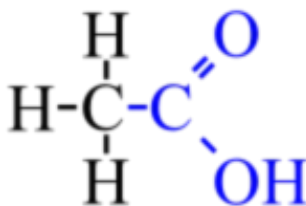
El ácido fórmico también se encuentra como componente natural de la miel, y es una de las sustancias, junto con el ácido oxálico y el ácido tartárico generadoras del picor producido por algunas orugas.

Efectos sobre la salud

La exposición prolongada puede causar edema pulmonar, shock y muerte por fallo respiratorio. Algunos síntomas derivados de su inhalación incluyen: Irritación de la nariz, ojos, garganta, tos, flujo nasal, lagrimeo y dificultad respiratoria.

Ácido acético

El ácido acético, ácido metilencarboxílico o ácido etanoico, se puede encontrar en forma de ion acetato. Éste es un ácido que se encuentra en el vinagre, siendo el principal responsable de su sabor y olor agrios. Su fórmula es $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$). De acuerdo con la IUPAC se denomina sistemáticamente ácido etanoico.



Fórmula química; el grupo carboxilo, es el que le confiere la acidez

Es el segundo de los ácidos carboxílicos, después del ácido fórmico o metanoico, que sólo tiene un carbono, y antes del ácido propanoico, que ya tiene una cadena de tres carbonos.

Aplicaciones y usos

- En apicultura es utilizado para el control de las larvas y huevos de las polillas de la cera, enfermedad denominada galleriosis, que destruyen los panales de cera que las abejas melíferas obran para criar o acumular la miel.
- Sus aplicaciones en la industria química van muy ligadas a sus ésteres, como son el acetato de vinilo o el acetato de celulosa (base para la fabricación de Nailon, rayón, celofán, etc.).



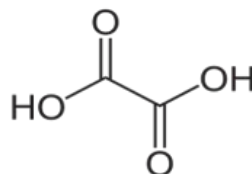
- Son ampliamente conocidas sus propiedades como mordiente en soluciones fijadoras, para la preservación de tejidos (histología), donde actúa empíricamente como fijador de nucleoproteínas, y no así de proteínas plasmáticas, ya sean globulares o fibrosas. (Resultados avalados por J. Baker).
- En el revelado de fotografías en blanco y negro, era utilizado en una solución muy débil como "baño de paro": al sumergirse en él el material

revelado, se neutralizaba la alcalinidad del baño revelador y se detenía el proceso; posteriormente el baño fijador eliminaba el resto de material no revelado.

- Otros de sus usos en la medicina es como tinte en las colposcopias para detectar la infección por virus de papiloma humano, cuando el tejido del cervix se tiñe de blanco con el ácido acético es positivo para infección de virus de papiloma humano, a esta tinción se le conoce como aceto blanco positivo. También sirve en la limpieza de manchas en general. Se usa también para usos de cocina como vinagre y también de limpieza.

Ácido oxálico

El ácido oxálico es un ácido carboxílico de fórmula $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Este ácido bicarboxílico es mejor descrito mediante la fórmula HOOC-COOH . Su nombre deriva del género de plantas Oxalis, por su presencia natural en ellas, hecho descubierto por Wiegleb en 1776. Pos-



teriormente se encontró también en una amplia gama de otros vegetales, incluyendo algunos consumidos como alimento como el ruibarbo o las espinacas.

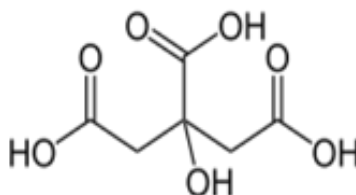
Es un ácido orgánico relativamente fuerte, siendo unas 3.000 veces más potente que el ácido acético. El bi-anión, denominado oxalato, es tanto un agente reductor como un elemento de conexión en la química. Numerosos iones metálicos forman precipitados insolubles con el oxalato, un ejemplo destacado en este sentido es el del oxalato de calcio, el cual es el principal constituyente de la forma más común de cálculos renales.

Aplicaciones y usos

- En la Construcción y Aseo del Hogar, para pulir pisos de mármol y similares y limpiar baños, sanitarios y lavamanos.
- En la Curtiembre para blanqueo y protección de cueros curtidados contra la putrefacción por procesos realizados con Taninos y Cromo.
- En el Lavado de Ropa, para remover hierro y otros metales que manchan la ropa y para neutralizar el exceso de alcalinidad de los detergentes. En la Industria Textil, también como auxiliar en baños de teñido y en pastas de estampación. Se usa también como catalizador en las resinas aplicadas a las telas de “planchado permanente”.

Ácido cítrico

El ácido cítrico es un ácido orgánico tricarboxílico que está presente en la mayoría de las frutas, sobre todo en cítricos como el limón y la naranja. Su fórmula



química es $C_6H_8O_7$. Es un buen conservante y antioxidante natural que se añade industrialmente como aditivo en el envasado de muchos alimentos como las conservas de vegetales enlatadas.

Ácido tartárico

El ácido tartárico ó "ácido tártrico" es un compuesto orgánico polifuncional, cuyo grupo funcional principal es el carboxilo (ácido carboxílico). Su fórmula es:

$\text{HOOC-CHOH-CHOH-COOH}$, con fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$. Contiene, por tanto, dos grupos carboxílicos y dos grupos alcohol.

Origen

El ácido tartárico tiene una gran importancia histórica ya que fue la primera molécula quiral cuyo racemato se separó en los dos enantiómeros correspondientes.



Este ácido, presente en muchas plantas y la tierra, era ya conocido por los griegos y los romanos. Se encuentra en la uva en forma libre y combinada (tartrato ácido de potasio), siendo uno de los componentes característicos y distintivos de esta fruta.



Ácido benzoico

El ácido benzoico es un ácido carboxílico aromático que tiene un grupo carboxilo unido a un anillo fenílico.

En condiciones normales se trata de un sólido incoloro con un ligero olor característico. Es poco soluble en agua fría

pero tiene buena solubilidad en agua caliente o disolventes orgánicos.

Aplicaciones

Es un conservante utilizado tanto como ácido como en forma de sus sales de sodio, de potasio o de calcio.

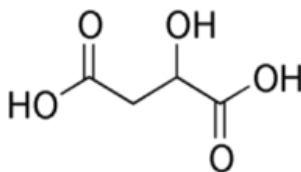
El ácido benzoico y sus derivados sólo se pueden utilizar para conservar alimentos con un pH ácido. Protege a los alimentos del moho y se encuentra de manera natural en setas o champiñones, la canela, el clavo de olor y en algunos productos lácteos. Algunas personas son alérgicas a esta sustancia química por lo que deben estar alerta al comprarla, a veces se utiliza conjuntamente con el dióxido de azufre (SO_2) o los sulfitos para atacar un espectro más amplio de microorganismos.

Se usa para condimentar el tabaco, para hacer pastas dentífricas, como germicida en medicina y como intermediario en la fabricación de plastificantes y resinas.

Los productos enlatados usan ácido benzoico derivado del tolueno como preservante.

Ácido málico

El ácido málico, o su forma ionizada, el malato ($C_4H_6O_5$) (del latín *Malus* doméstica que significa manzana) es uno de los ácidos más abundantes de la naturaleza y es fácilmente metabolizable



por los microorganismos. El ácido málico fue aislado de la sidra por primera vez en el año 1785 por el químico alemán Carl Wilhelm Scheele encargándose de describirlo completamente. Este ácido se obtiene comercialmente por síntesis química. El ácido málico fue aislado de la encargándose de describirlo completamente. Este ácido se obtiene comercialmente por síntesis química.

Presencia

El ácido L-málico, (ácido L-hidroxibutanodioico, o ácido L-hidroxisuccínico) es el isómero existente en la naturaleza y se encuentra en algunas frutas y verduras con sabor ácido como los membrillos, las uvas (El ácido málico tiene concentraciones en la uva desde 1 hasta 4 g/l y es el responsable del sabor verde y ácido de las mismas), manzanas (el sabor ácido en la punta de la lengua proviene de la presencia de este ácido) y las cerezas no maduras, etc. En las verduras se encuentra en cierta cantidad en los peciolo del ruibarbo.

Alcoholes, aldehídos y cetonas

Alcohol

En química se denomina alcohol (del árabe al-kuḥl الكحول, o alghawl الغول, "el espíritu", "toda sustancia pulverizada", "líquido destilado") a aquellos compuestos químicos orgánicos que contienen un grupo hidroxilo (-OH) en sustitución de un átomo de hidrógeno enlazado de forma covalente a un átomo de carbono. Si contienen varios grupos hidroxilos se denominan polialcoholes.

Los alcoholes pueden ser primarios, secundarios o terciarios, en función del número de átomos de hidrógeno sustituidos en el átomo de carbono al que se encuentran enlazado el grupo hidroxilo.

A nivel del lenguaje popular se utiliza para indicar comúnmente una bebida alcohólica, que presenta etanol, con fórmula química $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

Historia

La palabra alcohol proviene del árabe الكحول al-kukhūl 'el espíritu', de al- (determinante) y kuhūl que significa 'sutil'. Esto se debe a que antiguamente se llamaba "espíritu" a los alcoholes. Por ejemplo "espíritu de vino" al etanol, y "espíritu de madera" al metanol.

Los árabes conocieron el alcohol extraído del vino por destilación. Sin embargo, su descubrimiento se remonta a principios del siglo XIV, atribuyéndose al médico Arnau de Villanova, sabio alquimista y profesor de medicina en Montpellier. La quinta esencia de Ramon Llull no era otra cosa que el alcohol rectificado a una más suave temperatura. Lavoisier fue quien dio a conocer el origen y la manera de producir el alcohol por medio de la fermentación vínica, demostrando que bajo la influencia de la levadura de cerveza el azúcar de uva se transforma en ácido carbónico y alcohol. Fue además estudiado por Scheele, Gehle, Thénard, Duma y Boullay y en 1854 Berthelot lo obtuvo por síntesis.

Nomenclatura

- Común (no sistemática): anteponiendo la palabra alcohol y sustituyendo el sufijo -ano del correspondiente alcano por -ílico. Así por ejemplo tendríamos alcohol metílico, alcohol etílico, alcohol propílico, etc.
- IUPAC: añadiendo una l (ele) al sufijo -ano en el nombre del hidrocarburo precursor (met-ano-l, de donde met- indica un átomo de carbono, -ano- indica que es un hidrocarburo alcano y -l que se trata de un alcohol), e identificando la posición del átomo del carbono al que se encuentra enlazado el grupo hidroxilo (3-butanol, por ejemplo).
- Cuando el grupo alcohol es sustituyente, se emplea el prefijo hidroxi-
- Se utilizan los sufijos -diol, -triol, etc., según la cantidad de grupos OH que se encuentre.

Usos

Los alcoholes tienen una gran gama de usos en la industria y en la ciencia como disolventes y combustibles el etanol y el metanol pueden hacerse combustionar de una manera más limpia que la gasolina o el gasoil. Por su baja toxicidad y disponibilidad para dis-

olver sustancias no polares, el etanol es utilizado frecuentemente como disolvente en fármacos, perfumes y en esencias vitales como la vainilla. Los alcoholes sirven frecuentemente como versátiles intermediarios en la síntesis orgánica.



Alcohol de botiquín

El alcohol de botiquín puede tener varias composiciones. Puede ser totalmente alcohol etílico a 70°, con algún aditivo como el cloruro de benzalconio o alguna sustancia para darle un sabor desagradable. Es lo que se conoce como alcohol etílico desnaturalizado. También se utilizan como desnaturalizantes el

ftalato de dietilo y el metanol, lo cual hace tóxicos a algunos alcoholes desnaturalizados. Otras composiciones: podría contener alcohol isopropílico, no es apto para beber, pero puede ser más efectivo para el uso como secante.



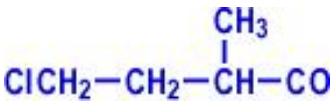
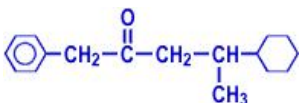
Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y las cetonas contienen el grupo funcional carbonilo, >C=O . Se diferencian entre sí en que en los aldehídos este grupo carbonilo se encuentra en un extremo de la cadena hidrocarbonada, por lo que tiene un átomo de hidrógeno unido a él directamente, es decir, que el verdadero grupo funcional es >C=O que suele escribirse, por comodidad, en la forma —CHO . En cambio, en las cetonas, el grupo carbonilo se encuentra unido a dos radicales hidrocarbonados: si éstos son iguales, las cetonas se llaman simétricas, mientras

que si son distintos se llaman asimétricas. Según el tipo de radical hidrocarbonado unido al grupo funcional, los aldehídos pueden ser alifáticos, $\text{R}-\text{CHO}$, y aromáticos, $\text{Ar}-\text{CHO}$; mientras que las cetonas se clasifican en alifáticas, $\text{R}-\text{CO}-\text{R}'$, aromáticas, $\text{Ar}-\text{CO}-\text{Ar}$, y mixtas; $\text{R}-\text{CO}-\text{Ar}$, según que los dos radicales unidos al grupo carbonilo sean alifáticos, aromáticos o uno de cada clase, respectivamente. Conviene hacer notar que, si bien los aldehídos y cetonas son los compuestos más sencillos con el grupo carbonilo, hay otros muchos compuestos que contienen también en su molécula el grupo carbonilo que, junto a otras agrupaciones atómicas, constituyen su grupo funcional característico. Entre estos compuestos podemos citar: ácidos carboxílicos, $-\text{CO}-\text{OH}$; halogenuros de acilo, $-\text{C}-\text{X}$, ésteres, $-\text{CO}-\text{OR}$, amidas, $-\text{CO}-\text{NH}_2$, etc., sin embargo, el nombre de compuestos carbonílicos suele utilizarse en sentido restringido para designar exclusivamente a los aldehídos y cetonas.

Nomenclatura

En la nomenclatura sistemática, los aldehídos se nombran cambiando por al la o terminal del nombre del hidrocarburo correspondiente a la cadena hidrocarbonada más larga que incluya el grupo funcional $-\text{CHO}$, al que se le asigna la posición 1 a efectos de enumerar los posibles sustituyentes. Los nombres de las cetonas se forman de manera análoga, pero cambiando por ona la o terminal del hidrocarburo progenitor e indicando, si es preciso, la posición del grupo $-\text{CO}-$ con un número (el más bajo posible). Las cetonas suelen nombrarse también corrientemente mediante los nombres de los dos radicales unidos al grupo carbonilo, seguidos de la palabra cetona. Ejemplos:

	
Cloro-2-metilbutanal	4-ciclohexil-1-fenil-2-pentanona

Muchos aldehídos tienen nombres vulgares que derivan del nombre común del ácido carboxílico correspondiente, (formaldehído, acetaldehído, etc.).

El **formaldehído o metanal** es un compuesto químico, más específicamente un aldehído (el más simple de ellos) es altamente volátil y muy inflamable, de fórmula $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$. Se obtiene por oxidación catalítica del alcohol metílico. A temperatura normal es un gas ,incol-

oro de un olor penetrante, muy soluble en agua y en ésteres. Las disoluciones acuosas al $\approx 40\%$ se conocen con el nombre de formol, que es un líquido incoloro de olor penetrante y sofocante; estas disoluciones pueden contener alcohol metílico como estabilizante. Puede ser comprimido hasta el estado líquido; su punto de ebullición es $-21\text{ }^{\circ}\text{C}$. Antiguamente se utilizaba una disolución del 35% de formaldehído en agua como desinfectante. En la actualidad se utiliza para la conservación de muestras biológicas y cadáveres frescos, generalmente en una dilución al 5% en agua.



Otro uso es la fabricación de textiles libres de arrugas o desarrugados. En éstas el contenido en metanal libre podía alcanzar hasta el 2% del peso total del textil como es en la mayoría de los casos en otros no. Actualmente se ha bajado el contenido y si supera el 0,15% éste debe ser declarado en la etiqueta con la recomendación de lavar la prenda antes de usarla, debido a su gran toxicidad al combinarse con átomos ionizados negativamente libres en el ambiente bajo condiciones normales de presión y temperatura.

Aún se utiliza como conservante en la formulación de algunos cosméticos y productos de higiene personal como champús, cremas para baño, sales yódicas para la higiene íntima femenina.



Se está utilizando también en los alisados permanentes, pero su uso en estos productos se ha prohibido ya en algunos países debido al alto riesgo para la salud de quien trabaja con ellos habitualmente.

Es importante destacar que el IARC en sus últimos reportes lo ha clasificado en el grupo 1, Carcinógeno confirmado para humanos (Cáncer Nasofaríngeo).

La acetona o propanona es un compuesto químico de fórmula química $\text{CH}_3(\text{CO})\text{CH}_3$ del grupo de las cetonas que se encuentra naturalmente en el medio ambiente. A temperatura ambiente se presenta como un líquido incoloro de olor característico.



Se evapora fácilmente, es inflamable y es soluble en agua. La acetona sintetizada se usa en la fabricación de plásticos, fibras, medicamentos y otros productos químicos, así como disolvente de otras sustancias químicas.



Aplicaciones industriales y demanda

La acetona es uno de los disolventes generales que más empleo tienen en la técnica industrial y profesional, ya que a sus excelentes propiedades disolventes se une la ausencia de toxicidad. Es un eficaz quitamanchas y es muy utilizado para quitar el esmalte de las uñas.

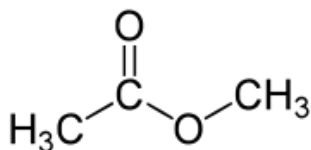
La repartición de las aplicaciones del uso de acetona en los EE.UU. se encontraba en el 2002 en los siguientes segmentos:

- Cianohidrina acetona para Metil metacrilato (MMA) 42%
- Bisfenol A 24 %
- Disolventes 17%
- Derivados del Aldol (MIBK y MIBC) 13%
- Varios 4%

Los Ésteres son compuestos orgánicos derivados de ácidos orgánicos o inorgánicos oxigenados en los cuales uno o más protones son sustituidos por grupos orgánicos alquilo (simbolizados por R'). Etimológicamente, la palabra "éster" proviene del alemán Essig-Äther (éter de vinagre), como se llamaba antiguamente al acetato de etilo.

En los ésteres más comunes el ácido en cuestión es un ácido carboxílico. Por ejemplo, si el ácido es el ácido acético, el éster es denominado como acetato. Los ésteres también se pueden formar con ácidos inorgánicos, como el ácido carbónico (origina ésteres carbónicos), el ácido fosfórico (ésteres fosfóricos) o el ácido sulfúrico. Por ejemplo, el sulfato de dimetilo es un éster, a veces llamado "éster dimetílico del ácido sulfúrico".

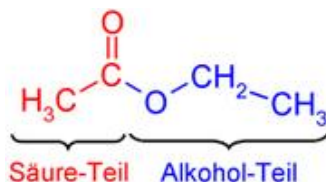
Nomenclatura



Etanoato de metilo

La nomenclatura de los ésteres deriva del ácido carboxílico y el alcohol de los que procede. Así, en el etanoato (acetato) de metilo encontramos dos partes en su nombre:

- La primera parte del nombre, etanoato (acetato), proviene del ácido etanoico (acético)
- a otra mitad, de metilo, proviene del alcohol metílico (metanol).



En el dibujo de arriba se observa la parte que procede del ácido (en rojo; etanoato) y la parte que procede del alcohol (en azul, de etilo).

Luego el nombre general de un éster de ácido carboxílico será "alcanoato de alquilo" donde:

- **alcan=-** raíz de la cadena carbonada principal (si es un alcano), que se nombra a partir del número de átomos de carbono. Ej.:Propan- significa cadena de 3 átomos de carbono unidos por enlaces sencillos.
- **oato =** sufijo que indica que es derivado de un ácido carboxílico. Ej: propanoato: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-}$ significa "derivado del ácido propanoico".
- **de alquilo:** indica el alcohol de procedencia. Grupo general:...
- Por ejemplo: $\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ es "de etilo" En conjunto $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-O-CH}_2\text{-CH}_3$ se nombra propanoato de etilo.

Muchos ésteres tienen un aroma característico, lo que hace que se utilicen ampliamente como sabores y fragancias artificiales. Por ejemplo:

- Acetato de 2 Etil Hexilo: olor a dulzón suave
- butanoato de metilo: olor a Piña
- salicilato de metilo (aceite de siempreverde o menta): olor de las pomadas Germolene™ y Ralgex™ (Reino Unido)
- octanoato de heptilo: olor a frambuesa
- etanoato de isopentilo: olor a plátano
- pentanoato de pentilo: olor a manzana
- butanoato de pentilo: olor a pera o a albaricoque
- etanoato de octilo: olor a naranja.

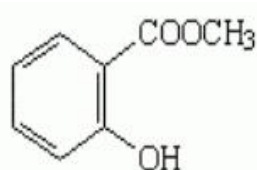
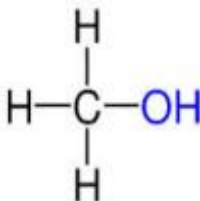
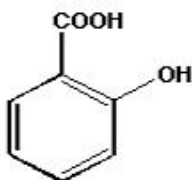
Salicilato de metilo

El salicilato de metilo es un éster del ácido salicílico y del metanol. Se presenta en muchas plantas de hoja perenne, de ahí el nombre aceite de gaulteria .

Preparación

Anteriormente, el salicilato de metilo se preparaba a partir de destilados del azúcar de las ramas de abedul (*Betula lenta*) o del te (*Gaultheria procumbens*) .

Hoy en día, salicilato de metilo se produce sintéticamente mediante la reacción de ácido salicílico y metanol.



Utilización

El salicilato de metilo se utiliza en cremas, ya que tiene un olor agradable y estimula el flujo sanguíneo de los capilares.

También se utiliza como agente saborizante en la goma y dulce porque tiene un sabor similar a la menta. También tiene algunas propiedades como antiséptico y por este motivo también fue utilizado en colutorios bucales.



¿Dolor muscular?



El salicilato de metilo se puede utilizar para tratar a los animales y los órganos que se conservan en formaldehído con fines de investigación o enseñanza. Puede emplearse para teñir los tejidos que son parcialmente transparentes. El efecto es aún más fuerte el tejido si ha sido tratado anteriormente con azul de metileno para obtener una radiografía por contraste.

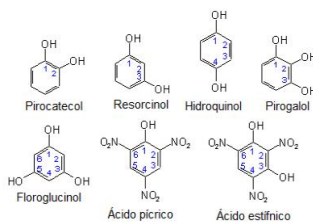
Fenoles

El fenol en forma pura es un sólido cristalino de color blanco-incoloro a temperatura ambiente. Su fórmula química es C_6H_5OH , de $182\text{ }^{\circ}\text{C}$. El fenol no es un alcohol, debido a que el grupo funcional de los alcoholes es **R-OH**, y en el caso del fenol es **Ar-OH**. El fenol es conocido también como ácido fénico o ácido carbólico. Puede sintetizarse mediante la oxidación parcial del benceno.

El fenol es una sustancia manufacturada. El producto comercial es un líquido. Tiene un olor repugnantemente dulce y alquitranado.

Se puede detectar el sabor y el olor del fenol a niveles más bajos que los asociados con efectos nocivos. El fenol se evapora más lentamente que el agua y una pequeña cantidad puede formar una solución con agua. El fenol se inflama fácilmente, es corrosivo y sus gases son explosivos en contacto con la llama.

El fenol se usa principalmente en la producción de resinas fenólicas. También se usa en la manufactura de nylon y otras fibras sintéticas. El fenol es muy utilizado en la industria química, farmacéutica y clínica como un potente fungicida, bactericida, sanitizante, antiséptico y desinfectante, también para producir agroquímicos, bis fenol A (materia prima para producir resinas epoxi y policarbonatos), en el proceso de fabricación de ácido acetilsalicílico (aspirina) y en preparaciones médicas como enjuagues bucales y pastillas para el dolor de garganta.

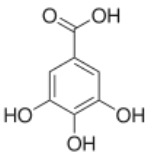
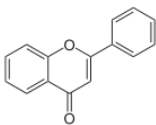
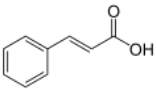


De ser ingerido en altas concentraciones, puede causar envenenamiento, vómitos, decoloración de la piel e irritación respiratoria. Desafortunadamente es uno de los principales desechos de industrias carboníferas y petroquímicas; como consecuencia el fenol entra en contacto con cloro en fuentes de agua tratadas para consumo humano, y forma compuestos fenilclorados, muy solubles y citotóxicos por su facilidad para atravesar membranas celulares.

Los polifenoles son un grupo de sustancias químicas encontradas en plantas caracterizadas por la presencia de más de un grupo fenol por molécula. Los polifenoles son generalmente subdivididos en taninos hidrolizables, que son ésteres de ácido gálico de glucosa y otros azúcares; y fenilpropanoides, como la lignina, flavonoides y taninos condensados.

Clasificación

La subdivisión de polifenoles en taninos, ligninas y flavonoides deriva de la variedad de unidades simples polifenoles derivadas de los metabolitos secundarios de las plantas de la ruta del ácido shikímico, así como en las divisiones clásicas basadas en la importancia relativa de cada componente base en los diferentes campos de estudio. La química de los taninos se originó debido a la importancia del ácido tánico para la industria del curtido; las ligninas por la química del suelo y la estructura de plantas; y los flavonoides por el estudio de los metabolitos secundarios de plantas en la defensa de los vegetales y en el color de las flores (p. ej. antocianinas).

Unidad base:	 Ácido gálico	 Flavona	 Ácido cinámico
Clase/Polímero:	Taninos hidrolizables	Flavonoide, taninos condensados	Ligninas

Los polifenoles son también agrupados y clasificados por el tipo y número de subcomponentes fenólicos presentes.

La unidad fenólica puede ser esterificada o metilada. También se la puede encontrar dimerizada o polimerizada, creando una nueva clase de polifenol. Por ejemplo el ácido elágico es un dímero del ácido gálico y forma la clase de elagitaninos, o una catequina y una galocatequina pueden combinarse para formar el compuesto rojo teaflavina, proceso que puede resultar en la clase de tearubiginas marrones del té.

En alimentos

Las principales fuentes de polifenoles son bayas, té, cerveza, uvas, vino, aceite de oliva, chocolate/cacao, nueces, maníes, granadas, yerba mate, y otras frutas y vegetales.

Investigaciones realizadas por la Dra. Sara Arranz del Consejo Superior de Investigaciones Científicas (CSIC) han puesto de manifiesto que en las frutas existe una fracción de polifenoles «no extraíbles» (PFNE) con propiedades bioactivas que no eran cuantificadas durante los análisis de contenidos en base a polifenoles «extraíbles» (PFE), superando los primeros hasta en cinco veces las concentraciones obtenidas por las mediciones habituales de los PFE. Se informaron valores de 112–126 mg/100 g de fruta fresca para los PFNE, frente a 18,8–28 mg/100 g de fruta fresca para los PFE. Este grupo de polifenoles se extraen en el laboratorio a partir de las paredes de las células de la fruta usando diversos ácidos.

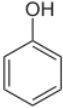
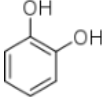
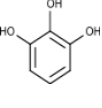
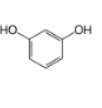
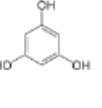
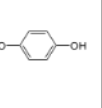
Los más elevados niveles de polifenoles se encuentran generalmente en la cáscara de las frutas.

Beneficios para la salud

Los polifenoles fueron durante un breve período de tiempo conocidos como vitamina P. Sin embargo rápidamente se encontró que no eran esenciales y fueron reclasificados. Los beneficios para la salud de polifenoles específicos como quercetina son bien conocidos, sin embargo para los demás hay menos resultados.

El Dr. Paul Kroon afirma que en el cuerpo humano estos compuestos fermentan activados por las bacterias que habitan en nuestro sistema digestivo, creando metabolitos que pueden ser beneficiosos, por ejemplo, por su actividad antioxidante. Las investigaciones indican que los polifenoles pueden tener capacidad antioxidante con potenciales beneficios para la salud. Podrían reducir el riesgo de contraer enfermedades cardiovasculares y cáncer.

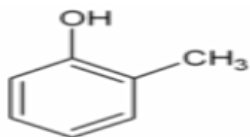
También fueron investigados como una fuente adicional de beneficios para la salud en la producción orgánica, pero no se ha obtenido ninguna conclusión.⁴ Los polifenoles se unen con hierro de grupos no hemo (v.g. de plantas) in vitro en sistemas modelo. Esto puede disminuir su absorción en el cuerpo.

					
Fenol	Pirotecatol	Pirolalol	Resorcinol	Floroglucinol	Hidroquinon
Ejemplos: ligninas derivadas de ácido cumárico, kaempferol	Ejemplos: catequina, quercetina y ligninas derivadas de ácido ferúlico, ésteres de hidroxitirosol	Ejemplos: galocatequina s, taninos, miricetina, ligninas derivadas de alcohol sinapil	Ejemplos: resveratrol	Ejemplos: casi todos los flavonoides	Ejemplos: arbutina

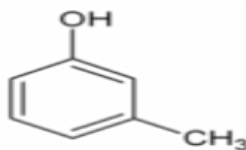
Los cresoles son un grupo de compuestos químicos manufacturados que también se presentan de manera natural en el medio ambiente. En forma pura son sólidos incoloros, pero pueden ser líquidos si ocurren en mezclas. Los cresoles huelen a medicamentos. Hay tres formas de cresoles de estructura química muy parecida entre sí: el orto-cresol (o-cresol), el meta-cresol (m-cresol) y el para-cresol (p-cresol), donde un anillo bencénico posee un radical metil y un radical hidroxilo colocados en las respectivas posiciones (1,2 - 1,3 - 1,4). Estas formas se pueden encontrar por separado o como mezclas. Los cresoles se utilizan para disolver otros productos químicos, como desinfectantes y desodorantes y en la manufactura de plaguicidas.



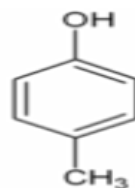
Los cresoles se encuentran en muchos alimentos y en el humo de madera y de tabaco, en alquitrán de hulla, y en mezclas como las que se generan al quemar alquitrán de madera y ácidos cresílicos, usadas para preservar madera. Pequeños organismos en la tierra y en el agua producen cresoles al degradar materia orgánica en el medio ambiente.



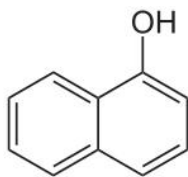
o-cresol



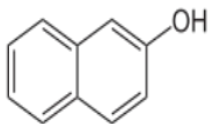
m-cresol



p-cresol



α-naftol



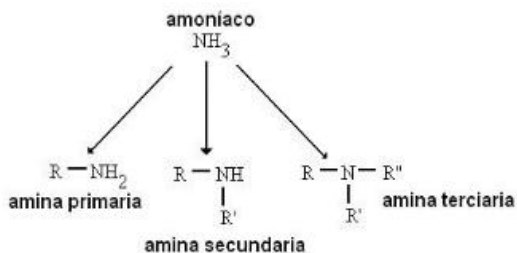
β-naftol

Nitrogenados

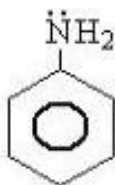
Las aminas pueden considerarse como compuestos derivados del amoníaco (NH_3) al sustituir uno, dos o tres de sus hidrógenos por radicales alquílicos o aromáticos. Según el número de hidrógenos que se substituyan se denominan aminas primarias, secundarias o terciarias.

Dicho de otra manera, el número de grupos orgánicos unidos al átomo de nitrógeno determina que la molécula sea clasificada como amina primaria (un grupo orgánico), secundaria (dos grupos) o terciaria (tres grupos).

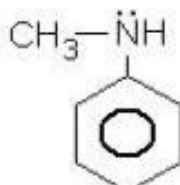
Si al menos uno de los grupos sustituyentes es un grupo arilo, entonces la amina independientemente de ser primaria, secundaria o terciaria, será aromática.



Ejemplos:



anilina (fenilamina)

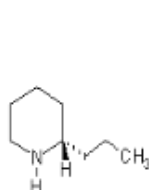


fenilmetilamina

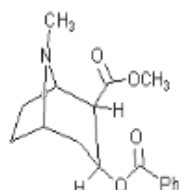
Las aminas comprenden algunos de los compuestos biológicos más importantes que se conocen. Ellas funcionan en los organismos vivos como biorreguladores, neurotransmisores, en mecanismos de defensa y en muchas otras funciones más.

Debido a su alto grado de actividad biológica muchas aminas se emplean como medicamentos. A continuación, se muestran las estructuras y los usos de algunas aminas biológicamente activas.

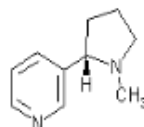
La adrenalina y la noradrenalina son dos hormonas secretadas en la médula de la glándula adrenal y liberadas en el torrente sanguíneo cuando un animal se siente en peligro. La adrenalina causa un aumento de la presión arterial y de las palpitaciones, lo que prepara al animal para la lucha. La noradrenalina también causa un incremento de la presión arterial y está implicada en la transmisión de los impulsos nerviosos.



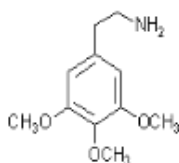
(S)-coniina



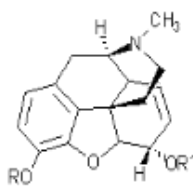
cocaina



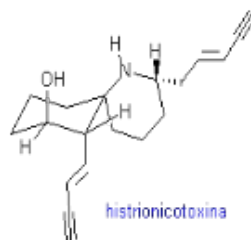
nicotina



mescalina



R = R' = H morfina
 R = R' = COCH₃, heroína
 R = CH₃, R' = H codeína



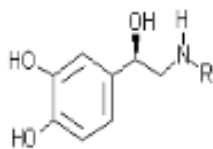
histrionicotoxina

La dopamina y la serotonina son neurotransmisores que se encuentran en el cerebro. Los niveles anormales de dopamina se asocian con muchos desórdenes psiquiátricos, incluyendo la enfermedad de Parkinson. La esquizofrenia se debe a la presencia de niveles anormales de serotonina en el cerebro.

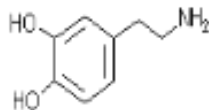
La acetilcolina es una molécula pequeña e iónica y por tanto altamente soluble en agua. Las moléculas de acetilcolina son liberadas por la membrana presináptica en grupos de 104 moléculas,

difundiéndose en la región de contacto entre las prolongaciones nerviosas de dos neuronas adyacentes y dando lugar a la transmisión del impulso nervioso de una célula nerviosa a otra.

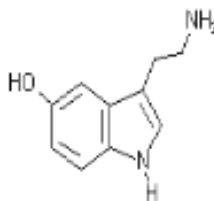
Los alcaloides son un grupo importante de aminas biológicamente activas, que son biosintetizadas por algunas plantas para protegerse de insectos y otros animales depredadores. A continuación, se indican las estructuras de algunos alcaloides representativos.



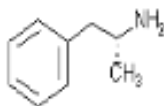
R= CH₃ adrenalina (epinefrina)
R=H noradrenalina (norepinefrina)



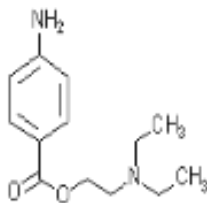
dopamina



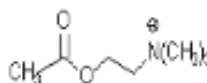
serotonina



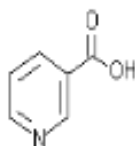
anfetamina (estimulante)



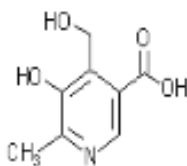
novocaina (anestésico)



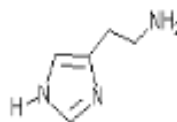
acetilcolina



ácido nicotínico (vitamina)



piridoxina (vitamina B₆)



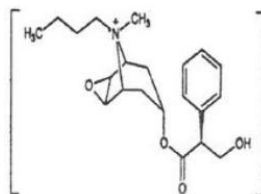
histamina (vasodilatador)

Aunque en medicina se utilizan algunos alcaloides, principalmente como analgésicos, todos son tóxicos y causan la muerte si se ingieren en grandes cantidades. El filósofo griego Sócrates fue envenenado con coniina (cicuta).

Los casos benignos de intoxicación por alcaloides pueden producir alucinaciones o efectos psicológicos que se asemejan a la tranquilidad o a la euforia.

El alcaloide histrionicotoxina se encuentra en la piel de unas ranas que habitan en la selva amazónica colombiana. La histrionicotoxina provoca la muerte por parálisis de los músculos respiratorios.

La atropina es un fármaco anticolinérgico extraído de la belladona y otras plantas de la familia Solanaceae.¹ Es un alcaloide, producto del metabolismo secundario de estas plantas y se ocupa como medicamento con una amplia variedad de efectos. Es un antagonista competitivo del receptor muscarínico de acetilcolina.

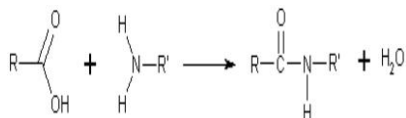
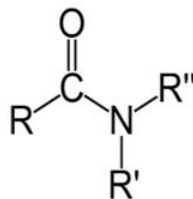


La butilescopolamina (DCI) es un antiespasmódico abdominal derivado de la escopolamina que se utiliza para tratar el dolor y las molestias causadas por cólicos abdominales u otras actividades espasmódicas del sistema digestivo. Cuando se toma oralmente, no puede abandonar el tracto gastrointestinal, así que solo actúa sobre el músculo liso del

sistema digestivo. No es un analgésico en el sentido normal, ya que no "enmascara" o cubre el dolor, sino que más bien trabaja previniendo calambres y espasmos que ocurren en primer lugar. consiste en Una amida es un compuesto orgánico que una amina unida a un grupo acilo convirtiéndose en una amina ácida (o amida). Por esto sugrupo funcional es del tipo **RCONH''**, siendo CO un carbonilo, N un átomo de nitrógeno, y **R**, **R'** y **R''** radicales orgánicos o átomos de hidrógeno:

Se puede considerar como un derivado de un ácido carboxílico por sustitución del grupo —OH del ácido por un grupo —NH₂, —NHR o —NRR' (llamado grupo amino).

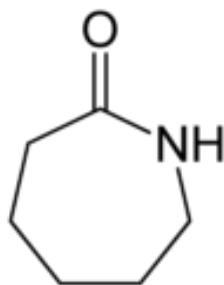
Formalmente también se pueden considerar derivados del , de una amina primaria o de una amina secundaria por sustitución de un hidrógeno por un radical ácido, dando lugar a una amida primaria, secundaria o terciaria, respectivamente. Concretamente se pueden sintetizar a partir de un ácido carboxílico y una amina:



Poliámidas

Existen poliamidas que contienen grupos amida. Algunos son sintéticos, como el nailon, pero también se encuentran en la naturaleza, en las proteínas, formadas a partir de los aminoácidos, por reacción de un grupo carboxilo de un aminoácido con un grupo amino de otro. En las proteínas al grupo amida se le llama enlace peptídico.

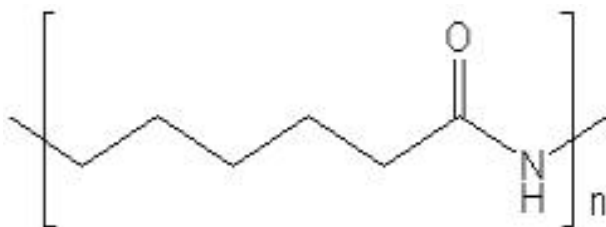
El nailon es una poliamida debido a los característicos grupos amida en la cadena principal de su formulación. Por ejemplo, el nailon 6 se obtiene por polimerización de la ϵ -caprolactama.



Nailon 6

Ciertas poliamidas del tipo nailon son la poliamida-6, la poliamida-11, la poliamida-12, la poliamida-9,6, la poliamida-6,9, la poliamida-6,10 y la poliamida-6,12. Se pueden citar como ejemplo de poliamidas no lineales los productos de condensación de ácidos dimerizados de aceites vegetales con aminas.

Las proteínas, como la seda, a la que el nailon reemplazó, también son poliamidas. Estos grupos amida son muy polares y pueden unirse entre sí mediante enlaces por puente de hidrógeno. Debido a esto y a que la cadena del nailon es tan regular y simétrica, los nailones son a menudo cristalinos, y forman excelentes fibras.



Importancia y usos

Las amidas son comunes en la naturaleza y se encuentran en sustancias como los aminoácidos, las proteínas, el ADN y el ARN, hormonas, vitaminas.

Muy utilizada en la industria farmacéutica, y en la industria del nylon.



Los barbitúricos son una familia de fármacos derivados del ácido barbitúrico que actúan como sedantes del sistema nervioso central y producen un amplio esquema de efectos, desde sedación suave hasta anestesia total.

También son efectivos como ansiolíticos, como hipnóticos y como anticonvulsivos. Los barbitúricos también tienen efectos analgésicos, sin embargo, estos efectos son algo débiles, impidiendo que los barbitúricos sean utilizados en cirugía en ausencia de otros analgésicos.

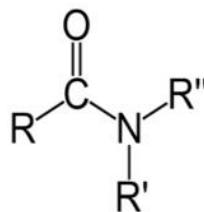
Tienen un alto potencial de adicción, tanto física como psicológica. Los barbitúricos han sido reemplazados por las benzodiazepinas en la práctica médica de rutina, por ejemplo, en el tratamiento de la ansiedad y el insomnio.

Principalmente porque las benzodiazepinas son mucho menos peligrosas en sobredosis. Sin embargo, todavía se utilizan barbitúricos en la anestesia general, para la epilepsia y el suicidio asistido.

En forma endovenosa el pentotal ha sido el más utilizado para la inducción de la anestesia aunque en los últimos años está siendo desplazado por un anestésico intravenoso no barbitúrico, el propofol, de vida media más corta. También son utilizados como anticonvulsivantes (fenobarbital, por ejemplo).

Barbital

Veronal o barbital, (dietilmalonilurea) es el nombre comercial del primer sedativo y somnífero del grupo de los barbitúricos. Fue introducido en el mercado a principios del siglo XX. Sus descubridores fueron el Premio Nobel Emil Fischer y el médico Josef Von Mering. Según una anécdota el nombre se debe a que von Mering tomó una dosis del medicamento en un tren y despertó al llegar a la ciudad de Verona (Italia).



El veronal tiene propiedades hipnóticas. Su elevada semivida en el cuerpo es más de 100 h. Como consecuencia ralentiza casi todas las funciones corporales durante varios días.

Su uso prolongado produce drogodependencia. Una sobredosis provoca fácilmente la muerte. Debido a estos efectos secundarios fue sustituido a partir de los años '60 del siglo XX por otros principios activos como las benzodiazepinas. Actualmente no se encuentra en el mercado.

La fórmula química del veronal es $\text{C}_8\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_3$. Se trata de un sólido incoloro de sabor amargo.

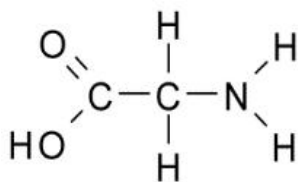
Aminoácidos

Un aminoácido es una molécula orgánica con un grupo amino ($-\text{NH}_2$) y un grupo carboxilo ($-\text{COOH}$). Los aminoácidos más frecuentes y de mayor interés son aquellos que forman parte de las proteínas. Dos aminoácidos se combinan en una reacción de condensación entre el grupo amino de uno y el carboxilo del otro, liberándose una molécula de agua y formando un enlace amida que se denomina enlace peptídico; estos dos "residuos" de aminoácido forman un dipéptido. Si se une un tercer aminoácido se forma un tripéptido y así, sucesivamente, hasta formar un polipéptido. Esta reacción tiene lugar de manera natural dentro de las células, en los ribosomas.

Todos los aminoácidos componentes de las proteínas son L-alfa-aminoácidos. Esto significa que el grupo amino está unido al carbono contiguo al grupo carboxilo (carbono alfa) o, dicho de otro modo, que tanto el carboxilo como el amino están unidos al mismo carbono; además, a este carbono alfa se unen un hidrógeno y una cadena (habitualmente denominada cadena lateral o radical R) de estructura variable, que determina la identidad y las propiedades de cada uno de los diferentes aminoácidos. Existen cientos de radicales por lo que se conocen

cientos de aminoácidos diferentes, pero sólo 22 (los dos últimos fueron descubiertos en el año 2002) forman parte de las proteínas y tienen codones específicos en el código genético.

La unión de varios aminoácidos da lugar a cadenas llamadas péptidos o polipéptidos, que se denominan proteínas cuando la cadena polipeptídica supera una cierta longitud (entre 50 y 100 residuos aminoácidos, dependiendo de los autores) o la masa molecular total supera las 5000 uma y, especialmente, cuando tienen una estructura tridimensional estable definida.

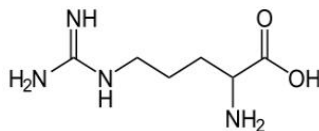


La **glicina** o **glicocola** (Gly, G) es uno de los aminoácidos que forman las proteínas de los seres vivos. En el código genético está codificada como GGT, GGC, GGA o aminoácido más pequeño y el único no quiral de los 20 aminoácidos presentes en la célula.

Su fórmula química es $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ y su masa es 75,07. La glicina es un aminoácido no esencial. Otro nombre (antiguo) de la glicina es glicocola.

La glicina actúa como neurotransmisor inhibitor en el sistema nervioso central. Fue propuesta como neurotransmisor en 1965.

La **arginina** (arg o R) es uno de los 20 aminoácidos que se encuentran formando parte de las proteínas. En el tejido hepático, la arginina puede ser sintetizada en el ciclo de la ornitina (o ciclo de la urea). Se clasifica, en población pediátrica, como un aminoácido esencial. Este aminoácido se encuentra involucrado en muchas de las actividades de las glándulas endocrinas.



La arginina es un aminoácido esencial, y puede estimular la función inmunológica al aumentar el número de leucocitos. La arginina está involucrada en la síntesis de creatina, poliaminas y en el ADN. Puede disminuir el colesterol para mejorar la capacidad del aparato circulatorio, así como estimular la liberación de hormona de crecimiento (somatropina), reducir los niveles de grasa corporal y facilitar la recuperación de los deportistas debido a los efectos que tiene de retirar amoníaco (residuo muscular resultante del ejercicio anaeróbico) de los músculos y convertirlo en urea que se excreta por la orina. Se emplea en la biosíntesis de la creatina. Se suele encontrar en ciertos productos ergogénicos que contienen Óxido Nítrico (NO) ya que potencia los efectos vasodilatadores.

La arginina es un aminoácido que se incluye en las dietas equilibradas de los gatos, su ausencia puede provocar serios trastornos relacionados con exceso de amoníaco en sus tejidos.

Bibliografía

Phillips J. Química. Conceptos Y Aplicaciones Editorial: Mc Graw-Hill
Año: 2007

Atkins P.Jones L. Química Inorgánica Editorial: Mc Graw-Hill Año:
2008

CasaboJ. Estructura Atómica Y Enlace Químico Editorial: Reverte
Edición: 2009

Drew H. W. Química general, orgánica y biológica Edición 2 Editor
McGraw-Hill, 1996

Petrucchi R .H Química general Editorial: Prentice Hall 8ª Edición /
2003

Brown T., LeMay Jr., Bursten B., Química. La ciencia central. Editorial
Prentice Hall Hispanoamericana SA. 1998. Séptima edición

Umland J. y Bellama J. Química General. Editorial ITE Latin América.
2004. Tercera Edición.

Chang R. Química. Editorial Mc Graw Hill. México.1992. Primera
edición en español.

Whitten K. Gailey R. y Davis R. Química General. Editorial Mc Graw
Hill. México. 1992. Segunda edición en español.

Kotz J.C. y Treichel P.M. Química y Reactividad química.

Editorial Cengage Learning / Thomson International. 2005. Sexta
edición

Masterton W. Química General Superior. Editorial Interamericana. 1973

Gray y Haight. Principios Básicos de Química. Editorial Reverte. 1978.

Maham B. Química. Curso Universitario. Editorial Fondo Educativo Interamericano. 1968.

Sienko M. y Plane D. Química Teórica y Descriptiva. Editorial Aguilar. 1973.

Angelini, M del C. Bulwik, M. Lastres Flores, L. Sileo, M. V. Baumgartner, H. Temas de Química General. Manuales de Eudeba. 3era. Edición (y posteriores en 3 fascículos). 1988.

Edición digital
hecha en Medellín, Antioquia, Colombia
Marzo de 2026

Manual teórico de

QUÍMICA

Inorgánica y orgánica

Más allá de las fórmulas, este manual destaca la relevancia de la química en la vida diaria y la industria. A través de sus páginas, el lector podrá comprender desde por qué un refresco pierde gas al calentarse, hasta las aplicaciones del ácido benzoico en la conservación de alimentos o el uso de alcaloides en la medicina moderna. Invitamos a los estudiantes a utilizar este manual como una hoja de ruta para descubrir las maravillas de la ciencia molecular. Su estructura didáctica y su enfoque práctico lo convierten en una herramienta indispensable para el éxito académico y profesional en el fascinante mundo de la química.

ISBN: 978-980-454-052-3



9 789804 540523

Sello Editorial
Escriba. Escuela de Escritores

